
أطلس الكيمياء
1000
APPROX
800
BOECO
Germany
250 ml

بسم الله الرحمن الرحيم



شركة دار الشرق العربي ش.م.م.
للطباعة والنشر والتوزيع



لبنان - بيروت - ص . ب : 11/6918 الر
سورية - حلب - ص . ب : 415 هاتف :

email: afashco1@ scs-net. org



This edition has been produced with a subsidy by the **Spotlight on Rights** programme in Abu Dhabi.

تم إصدار هذا الكتاب بدعم من برنامج أضواء على حقوق النشر في أبو ظبي







المحتويات

العناصر 6
الجدول الدوري للعناصر 9
الذرات والجزيئات 10
حالات المادة 12
المواد 14
المحاليل والمزيجات 16
الحالة الصلبة 18
الحالة السائلة 20
الغازات 22
الاحتراق 24
الهواء 26
الماء 28
التفاعلات الكيميائية 30
المركبات الكيميائية 32
الروابط الكيميائية 34
المعادن واللا معادن 36
استخراج المعادن 38
السبائك 40
الحموض 42
الأسس والقلويات 44
المحفزات والأنزيمات 46
الصابون ومساحيق الغسيل 48
البلمرات 50
اللدائن 52



الألياف 54

الليثيوم 56

الصوديوم 58

البوتاسيوم 60

المغنيزيوم 62

الكالسيوم 64

الراديوم 66

المنغنيز 68

الحديد 70

الكوبالت 72

النيكل 74

النحاس 76

التوتياء 78

الفضة 80

التنغستين 82

البلاتين 84

الذهب 86

الزئبق 88

الألومنيوم 90

القصدير 92

الرصاص 94

البورون 96

السيليكون 98

الهدروجين 100

الكربون 102

النتروجين 104



الأكسجين 106

الفوسفور 108

الكبريت 110

الفلور 112

الكلور 114

البروم 116

اليود 118

الغازات النبيلة 120

اليورانيوم 122

الهدروكربونات 124

الأستيلين 126

البنزين 128

ثنائي أكسيد الكربون 130

أول أكسيد الكربون 132

الميثانول 134

الإيثانول 136

الميتان 138

حمض كلور الماء 140

برمنغنات البوتاسيوم 142

الكلوريد المتعدد الفينيل 144

كلوريد الصوديوم 146

حمض الكبريت 148

حمض الآزوت 150

الفينول 152

كيميائيون مشاهير 154

تعريفات مهمة 156



العناصر

العناصر elements مواد كيميائية لا يمكن تجزئتها إلى مواد أصغر أو أبسط بالطرائق الكيميائية. وتتألف العناصر من نوع واحد من الذرات atoms لها العدد الذري نفسه.

عدد العناصر

اكتُشف حتى الآن 118 عنصراً، ويوجد حوالي 94 من هذه العناصر بشكل عادي في الطبيعة، أما العناصر الأخرى فيتم تركيبها صناعياً.

هل تعلم؟
كان أول من استخدم مصطلح "العنصر" الفيلسوف اليوناني أفلاطون Plato في حوالي سنة 360 ق.م.

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba		72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
لنثانيدات			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
أكتينيدات			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

الجدول الدوري للعناصر

العناصر التركيبية

تصنع العناصر التركيبية synthetic elements بشكل صناعي في المخابر، ويمكن إنتاجها بواسطة أجهزة مثل مسرِّعات الجزيئات particle accelerators أو المفاعلات النووية nuclear reactors. وتعد العناصر التركيبية غير مستقرة unstable بحيث لا يمكن أن توجد في الطبيعة، إذ إنها ستتفتت وتتلف خلال ثوان. وكان أول عنصر تم إنتاجه صنعياً هو التكنيتيوم technetium الذي اكتشفه العالم الفيزيائي الأميركي الإيطالي الأصل إميليو سيغري Emilio Segrè مع زميله ش. بربيه C. Perrier سنة 1937.

إميليو سيغري



إنتاج العناصر التركيبية.

المعادن واللا معادن

يمكن للعناصر أن تكون معادن metals أو لا معادن non-metals. فالحديد والنحاس والفضة والذهب والهدروجين والكربون والنتروجين والأكسجين كلها أمثلة على العناصر الموجودة في الطبيعة، ولكنها تقسم إلى معادن مثل الحديد والنحاس والذهب والفضة، ولا معادن كالهدروجين والكربون والنتروجين والأكسجين.



الذهب هو أحد العناصر المعدنية الثمينة

الرموز الكيميائية

يتم تمثيل العناصر برموز symbols تشتق من أسمائها. ويتألف الرمز من حرف أو اثنين. وعادة ما يكتب الحرف الأول بالخط العريض، والحرف الثاني - إن وجد - يكتب بالخط الصغير. وتشتق معظم أسماء العناصر من كلمات إنكليزية أو لاتينية أو ألمانية. ومن أمثلة الرموز الكيميائية لبعض العناصر: الأكسجين (O)، الهدروجين (H)، الحديد (Fe)، الذهب (Au).

مصادر أسماء العناصر

كلمات	اشتق الهدروجين (H) من اليونانية القديمة؛ حيث "هدرو" تعني "الماء" و"جين" تعني "تشكل". اشتق الكلور (Cl) من اليونانية القديمة؛ حيث "خلوروس" تعني اللون الأخضر المصفرّ. اشتق البروم (Br) من اليونانية القديمة؛ حيث "بروموس" تعني "كريه الرائحة". اشتق الكوبالت (Co) من الكلمة الألمانية "غلوبلين" وتعني "الروح الشرسة". الأرغون (Ar) كلمة يونانية قديمة تعني "غير نشط". اشتق رمز الذهب (Au) من الكلمة الأنغلو سكسونية القديمة للذهب وهي "آوروم".
أماكن	يوجد عنصر السكانديوم (Sc) في اسكاندينافيا. سمي الثوليوم (Tm) بهذا الاسم نسبةً إلى "ثولة" وهي الاسم القديم لاسكاندينافيا. سمي الأوروبيوم (Eu) بهذا الاسم نسبة إلى أوربا.
أجرام سماوية	سمي البولونيوم (Po) بهذا الاسم نسبة إلى بولونيا، وهي موطن المكتشفين الكيميائيين ماري وبيير كوري. سمي السيلينيوم (Se) بهذا الاسم نسبة إلى "سيليس" ويعني القمر في اليونانية القديمة. سميت عناصر البلوتونيوم (Pu) والنبتونيوم (Np) واليورانيوم (U) نسبة إلى كواكب بلوتو ونبتون وأورانوس. تعني كلمة "ميركُري" Mercury الإنكليزية كلاً من عنصر الزئبق وكوكب عطارد. ولكن رمز الزئبق Hg اشتق من الكلمة اللاتينية "هدراجيروم" وتعني "الفضة السائلة".
أسماء علماء	سمي الكوريوم (Cm) بهذا الاسم نسبة إلى بيير وماري كوري. سمي الفيرميوم (Fm) بهذا الاسم نسبة إلى العالم الإيطالي إنريكو فيرمي. سمي الأينشتاينيوم (Es) نسبة إلى ألبرت أينشتاين. وسمي المندليفيوم (Md) نسبة إلى ديميتري مندلييف.

3	Li
11	Na
19	K
37	Rb
55	Cs
87	Fr

المعادن القلوية

تقع المعادن القلوية alkali metals في المجموعة (1A) على الجدول الدوري، وهي عناصر شديدة التفاعل ذات كثافة أقل من المعادن الأخرى. ومن أمثلة المعادن القلوية: الليثيوم، والصوديوم، والبوتاسيوم، والروبيديوم، والسيزيوم، والفرانسيوم.

4	Be
12	Mg
20	Ca
38	Sr
56	Ba
88	Ra

فلزات الأتربة القلوية

تقع فلزات الأتربة القلوية alkaline earth metals في المجموعة (2A) على الجدول الدوري. ويحوي كل من فلزات الأتربة القلوية زوجاً من الإلكترونات في طبقته الخارجية، ويشكل الكثير من المركبات. ومن الأمثلة على فلزات الأتربة القلوية: البيريليوم، والمغنيزيوم، والكالسيوم، والسترونتيوم، والباريوم، والراديوم.

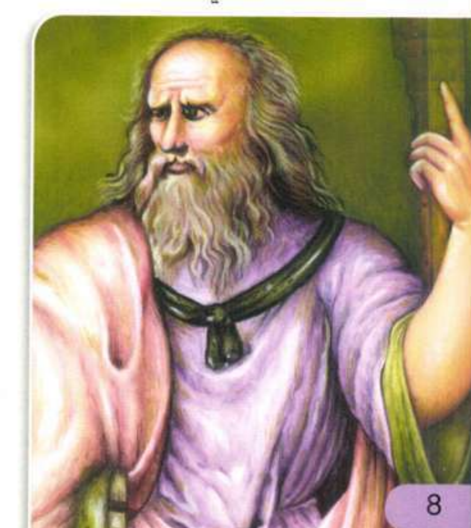
العناصر الانتقالية

تقع العناصر الانتقالية transition elements بدءاً من المجموعة (2B) وحتى المجموعة (8B) على الجدول الدوري. وتتميز هذه العناصر بنقاط ذوبان وغليان عالية وناقلية كهربائية عالية. ومن أمثلة العناصر الانتقالية النحاس، والمنغنيز، والحديد، والكوبالت، والنيكل، والزنك، والفضة، والتنغستين، والبلاتين، والذهب، والزئبق.

13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 VIII A
					helium 2 He 4.0026
boron 5 B 10.811	carbon 6 C 12.011	nitrogen 7 N 14.007	oxygen 8 O 15.999	fluorine 9 F 18.998	neon 10 Ne 20.180
aluminium 13 Al 26.982	silicon 14 Si 28.086	phosphorus 15 P 30.974	sulfur 16 S 32.065	chlorine 17 Cl 35.453	argon 18 Ar 39.948
gallium 31 Ga 69.723	germanium 32 Ge 72.31	arsenic 33 As 74.922	selenium 34 Se 78.96	bromine 35 Br 79.904	krypton 36 Kr 83.80
indium 49 In 114.82	tin 50 Sn 118.71	antimony 51 Sb 121.76	tellurium 52 Te 127.60	iodine 53 I 126.90	xenon 54 Xe 131.29
thallium 81 Tl 204.38	lead 82 Pb 207.2	bismuth 83 Bi 208.98	polonium 84 Po [209]	astatine 85 At [210]	radon 86 Rn [222]
	ununquadium 114 Uuq [289]				

21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cp

erbium 68 Er 167.26	thulium 69 Tm 168.93	ytterbium 70 Yb 170.04	lutetium 71 Lu 174.97
fermium 100 Fm [257]	mendelevium 101 Md [258]	nobelium 102 No [259]	lawrencium 103 Lr [262]



الفيلسوف الإغريقي أفلاطون.

التنبؤ بخواص عنصر

يساعدنا الجدول الدوري على التنبؤ بخواص العناصر ومقارنتها ببعضها؛ حيث يتناقص الحجم الذري كلما تحركنا على الجدول من اليسار إلى اليمين، ويزداد كلما تحركنا من الأعلى إلى الأسفل. ويزداد العدد الذري كلما عبرنا نسقاً أو دورة. وكان الفيلسوف اليوناني أفلاطون Plato هو أول من استخدم كلمة "عنصر" في حوالي سنة 360 ق.م.

أول جدول دوري

قام عالم الكيمياء الروسي دميتري مندلييف Dmitri Mendeleev بوضع أول جدول دوري للعناصر سنة 1869. وكان ذلك الجدول يحوي علامات استفهام وفراغات بين العناصر، لأن الكثير من العناصر لم تكن قد اكتشفت بعد في زمن مندلييف. وقد نظم مندلييف جدوله بزيادة الوزن الذري بعكس الجدول الدوري الحديث الذي يعتمد على زيادة العدد الذري.

الجدول الدوري للعناصر

الجدول الدوري **periodic table** هو مخطَّط يجمع العناصر الكيميائية بطريقة منظَّمة، حيث تترتب العناصر بحسب رقمها الذري. وقد ضُمَّت العناصر ذات الخواص الفيزيائية أو الكيميائية المتشابهة إلى بعضها. ويحوي الجدول الدوري 18 مجموعة **groups** وسبعة أدوار **periods**؛ حيث تدعى الأنساق الأفقية للعناصر بالأدوار، وتدعى الأنساق العمودية للعناصر بالمجموعات.

1 I A	2 II A	3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 IX B	10 X B	11 XI B	12 XII B
hydrogen 1 **H** 1.0079											
lithium 3 **Li** 6.941	beryllium 4 **Be** 9.0122										
sodium 11 **Na** 22.990	magnesium 12 **Mg** 24.305										
potassium 19 **K** 39.098	calcium 20 **Ca** 40.078	scandium 21 **Sc** 44.956	titanium 22 **Ti** 47.867	vanadium 23 **V** 50.942	chromium 24 **Cr** 51.996	maganese 25 **Mn** 54.938	iron 26 **Fe** 55.845	cobalt 27 **Co** 58.933	nickel 28 **Ni** 58.693	copper 29 **Cu** 63.546	zinc 30 **Zn** 65.39
rubidium 37 **Rb** 85.468	stronium 38 **Sr** 87.62	yttrium 39 **Y** 88.906	zirconium 40 **Zr** 91.224	niobium 41 **Nb** 92.906	molybdenum 42 **Mo** 92.906	technetium 43 **Tc** [98]	ruthenium 44 **Ru** 101.07	rhodium 45 **Rh** 102.91	palladium 46 **Pd** 106.42	silver 47 **Ag** 107.87	cadmiu 48 **Cd** 112.41
caesium 55 **Cs** 132.91	barium 56 **Ba** 137.33	57-71 ★	hafnium 72 **Hf** 178.49	tantalum 73 **Ta** 180.95	tungsten 74 **W** 183.84	rhenium 75 **Re** 186.21	osmium 76 **Os** 190.23	iridium 77 **Ir** 192.22	platinum 78 **Pt** 195.08	gold 79 **Au** 196.97	mercur 80 **Hg** 200.5
francium 87 **Fr** [223]	radium 88 **Ra** [226]	89-103 ★★	rutherfordium 104 **Rf** [261]	dubnium 105 **Db** [262]	seaborgium 106 **Sg** [266]	bohrium 107 **Bh** [264]	hassium 108 **Hs** [269]	meitnerium 109 **Mt** [268]	ununnitium 110 **Uun** [271]	unununium 111 **Uuu** [272]	unbiu 112 **Uu** [277]

★ السلسلة اللانثانية	lanthanum 57 **La** 138.91	cerium 58 **Ce** 140.12	praseodymium 59 **Pr** 140.91	neodymium 60 **Nd** 144.24	promethium 61 **Pm** [145]	samarium 62 **Sm** 150.36	europium 63 **Eu** 151.96	gadolinium 64 **Gd** 157.25	terbium 65 **Tb** 158.93	dysprosium 66 **Dy** 162.50	holn 6 **H** 164
★★ السلسلة الأكتينية	actinium 89 **Ac** [227]	thorium 90 **Th** 232.04	protactinium 91 **Pa** 231.04	uranium 92 **U** 238.03	neptunium 93 **Np** [237]	plutonium 94 **Pu** [244]	americium 95 **Am** [243]	curium 96 **Cm** [247]	berkelium 97 **Bk** [247]	californium 98 **Cf** [251]	einste 9 **E** [25

الكتل

الكتل blocks الرئيسة الأربع في الجدول الدوري هي الكتلة (s) والكتلة (p) والكتلة (d) والكتلة (f). من بين المجموعات الثمانية عشر تحوي الكتلة (s) المجموعتين (1) و(2)، وتحوي الكتلة (p) المجموعات من (13) إلى (18)، بينما تحوي الكتلتان (d) و(f) المجموعات من (3) إلى (12).

هل تعلم؟

تحوي أشباه المعادن metalloids كالسيليكون والجيرمانيوم خصائص توجد في المعادن واللا معادن.

9 F
17 Cl
35 Br
53 I
85 At
117 Uus

الهالوجينات

تقع الهالوجينات halogens في المجموعة (7A) على الجدول الدوري، وهي شديدة التفاعل لاسيما مع المعادن القلوية وفلزات الأتربة القلوية. ومن الأمثلة على الهالوجينات: الفلور، والكلور، والبروم، واليود، والأستاتين، والأنونسبتيوم.

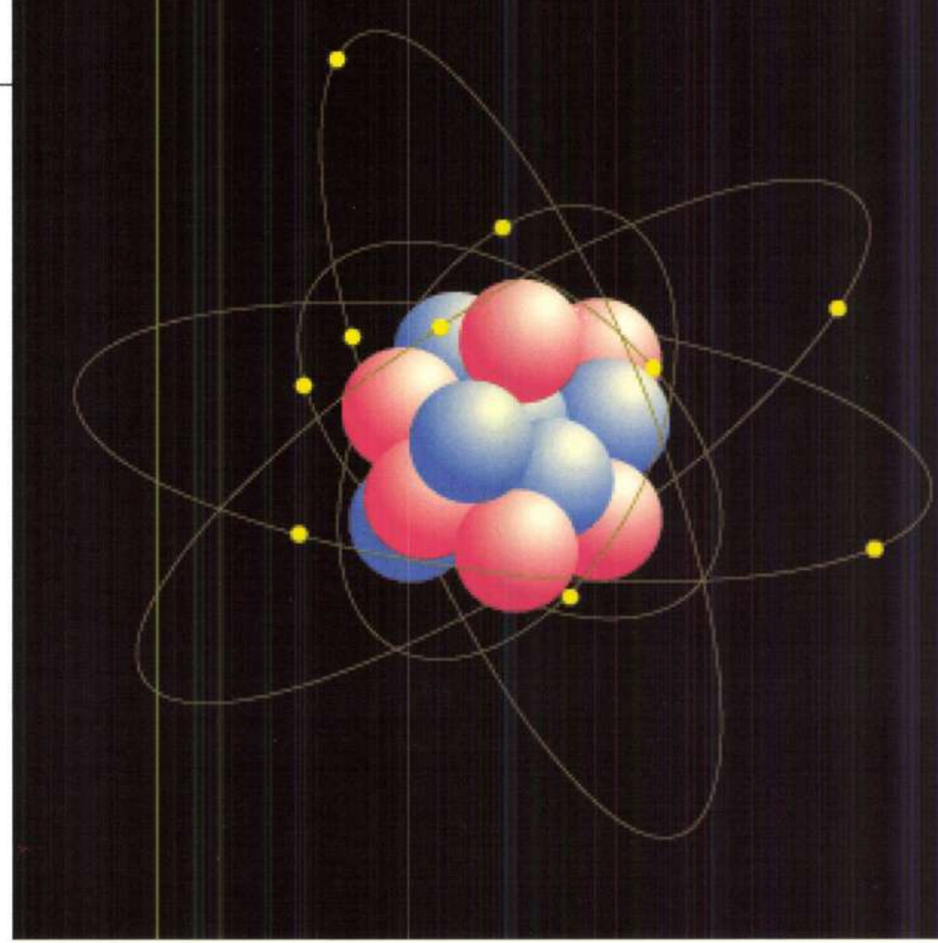
2 He
10 Ne
18 Ar
36 Kr
54 Xe
86 Rn
118 Uuo

الغازات النبيلة

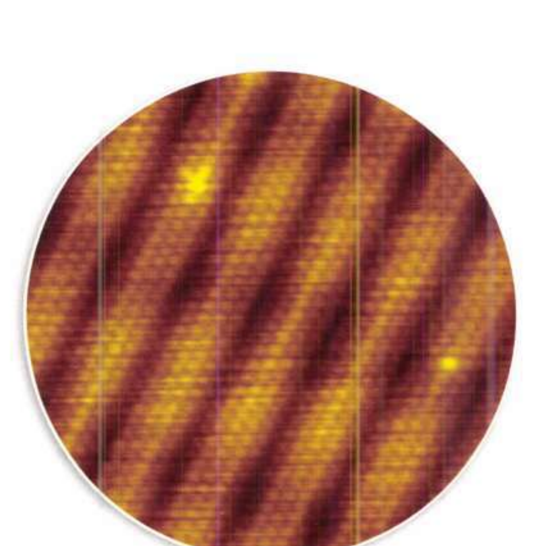
تقع الغازات النبيلة noble gases في المجموعة (8) على الجدول الدوري، وهي لا تتفاعل مع غيرها على الإطلاق، وتأخذ الشكل الغازي في درجة حرارة الغرفة. وللغازات النبيلة طاقات تأين ionization energy عالية ونقاط غليان منخفضة. ومن أمثلة الغازات النبيلة: الهليوم، والنيون، والأرغون، والكريبتون، والزينون، والرادون، والأونونوكتيوم.

الذرات والجزيئات

تتألف العناصر من ذرات **atoms** وجزيئات **molecules**. والذرات هي أصغر أجزاء العنصر. أما الجزيئات فتتألف من ذرات. وتتشكل الجزيئات حين تتحد ذرتان معاً لتشكلا لبنة بناء أكبر للمادة.



بنية الذرة



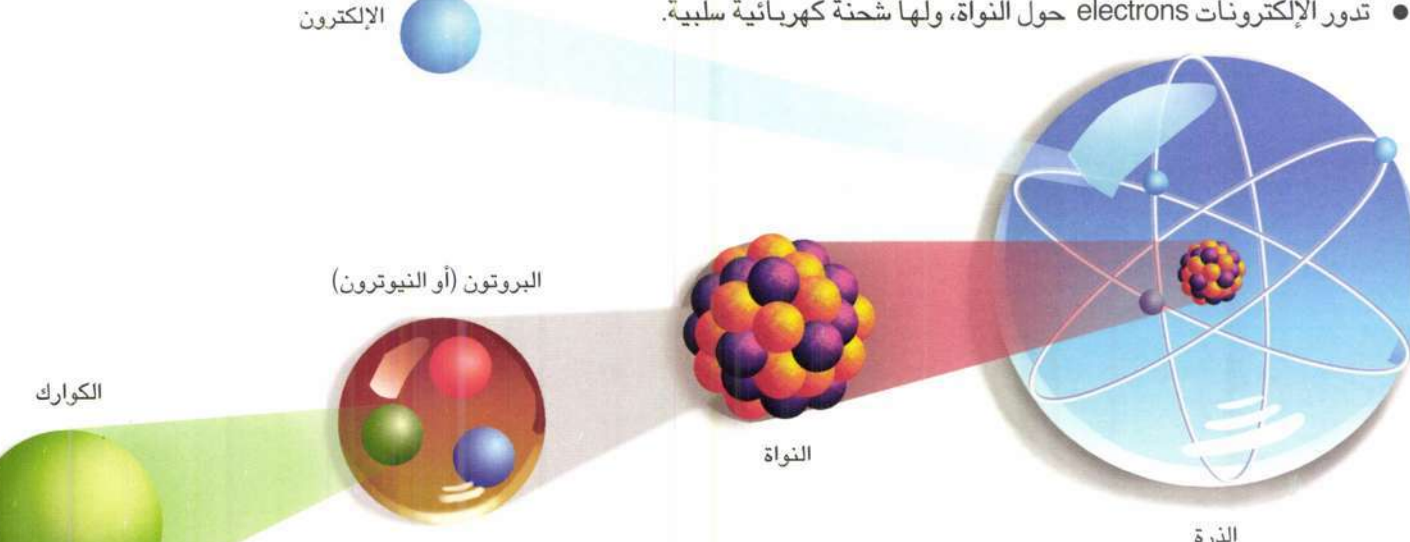
صورة مجهرية لذرات الذهب.

خواص الذرات والجزيئات

تحافظ الذرات على الهوية الكيميائية chemical identity للعنصر عبر جميع التفاعلات الكيميائية والفيزيائية التي تجري عليها. وهي توجد في جميع العناصر والمواد، وتتميز بخواص العناصر التي تتألف منها. أما الجزيئات فهي أصغر وحدات المركبات الكيميائية.

داخل الذرة

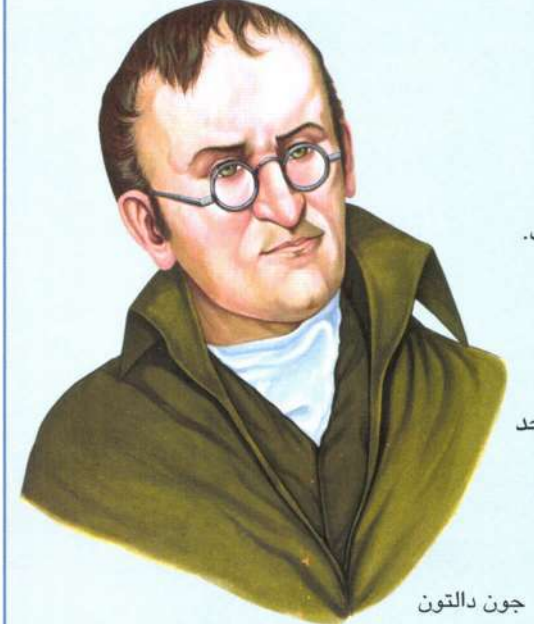
- تتألف الذرة من ثلاثة جسيمات رئيسة: البروتونات، والنيوترونات، والإلكترونات.
- توجد البروتونات protons في نواة الذرة، ولها شحنة كهربائية موجبة.
- توجد النيوترونات neutrons في نواة الذرة، وليس لها أي شحنة كهربائية.
- تدور الإلكترونات electrons حول النواة، ولها شحنة كهربائية سلبية.



النظرية الذرية الحديثة

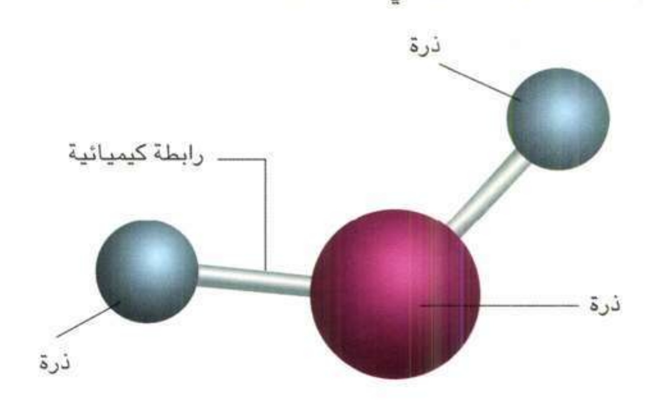
اقترح الكيميائي الإنكليزي جون دالتون John Dalton النظرية الذرية الحديثة modern atomic theory سنة 1808. وقد ضمت نظريته الذرية النقاط الرئيسة الآتية:

- تتألف جميع المواد من جسيمات صغيرة غير قابلة للقسمة تدعى الذرات.
- تتشابه ذرات عنصر ما من حيث الشكل والحجم والكتلة والخواص الأخرى.
- لكل عنصر ذراته الخاصة وتختلف الذرات باختلاف العناصر.
- الذرة هي أصغر وحدة أو جسيم يلعب دوراً في التراكيب الكيميائية. وتتحد الذرات مع بعضها بعضاً ضمن نسب معينة؛ لتشكل ذرات مركبة تدعى الجزيئات.
- لا يمكن خلق الذرات أو شطرها أو تدميرها بأي تغيير كيميائي أو فيزيائي.


جون دالتون

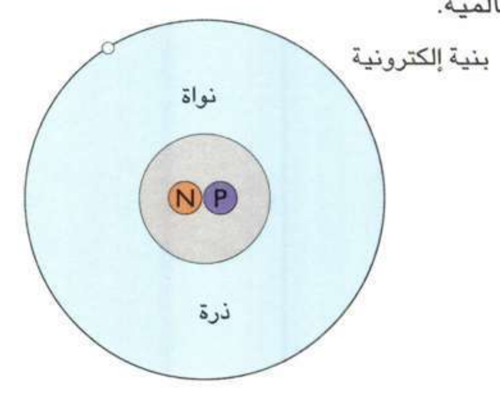
العدد الذري والعدد الكتلي

العدد الذري atomic number هو عدد البروتونات الموجودة في الذرة. والعدد الكتلي mass number هو مجموع النيوترونات والبروتونات الموجودة في الذرة. ويبقى عدد بروتونات عنصر ما ثابتاً، في حين يمكن لعدد الإلكترونات أن يتغير، لذا يمكن للعدد الكتلي أن يتغير أيضاً.



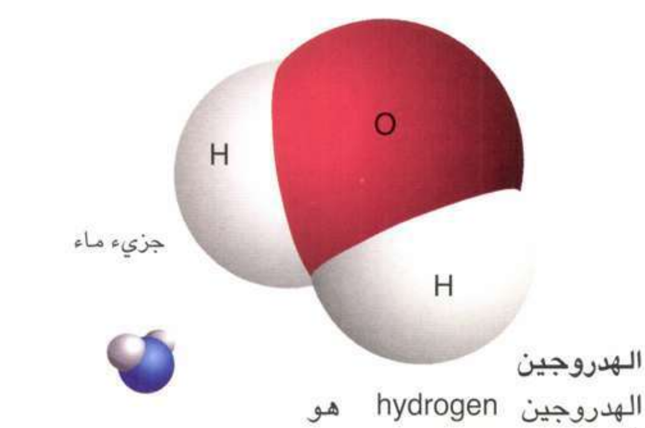
وحدة الكتلة الذرية

وحدة الكتلة الذرية atomic mass unit هي وحدة الكتلة المستخدمة في التعبير عن الكتل الذرية والجزيئية. وهي تقارب كتلة ذرة الهدروجين التي تحوي بروتوناً واحداً وإلكتروناً واحداً. وتعرف أيضاً باسم دالتون أو وحدة الكتلة العالمية.



الجزيئات

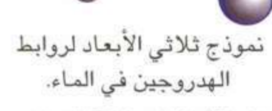
تتألف الجزيئات molecules من ذرات ضمت إلى بعضها بواسطة روابط ضمن ترتيبات معينة. ويمكن للجزيئات أن تكون ثنائية الذرة diatomic، أو ثلاثية الذرة triatomic، أو حتى أكبر من ذلك. فأكسيد الآزوت جزيء ثنائي الذرة لأنه يحوي ذرتين ، أما الماء H_2 وثنائي أكسيد الكربون CO_2 فهي جزيئات ثلاثية الذرة لأن كل منها يحوي ثلاث ذرات. ويعد الحمض النووي DNA جزيئاً أكبر لأنه يحوي ملايين الذرات.



جزيء ماء

الهدروجين

الهدروجين hydrogen هو أبسط العناصر، وهو العنصر الوحيد الذي لا يحوي نيوتروناً. ويتألف الهدروجين من بروتون واحد وإلكترون واحد، مما يجعله أخف العناصر.

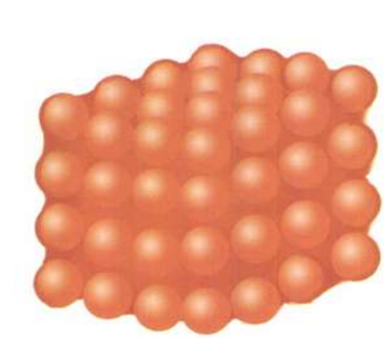

نموذج ثلاثي الأبعاد لروابط الهدروجين في الماء.

هل تعلم؟

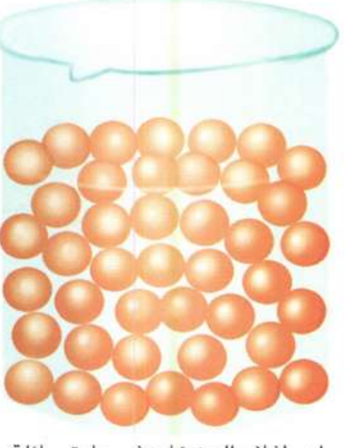
اشتقت كلمة الذرة atom من اليونانية القديمة، وتعني "غير قابل للتجزئة" indivisible.

حالات المادة

يمكن للمادة **matter** أن توجد في ثلاثة حالات: صلبة **solid**، أو سائلة **liquid**، أو غازية **gas**. والحالة الصلبة هي أكثف حالات المادة، تليها الحالة السائلة، أما الحالة الغازية فهي الأقل كثافةً.



اصطفاف الجزيئات في مادة صلبة.



اصطفاف الجزيئات في مادة سائلة.



اصطفاف الجزيئات في مادة غازية.

الحالات المتبدلة

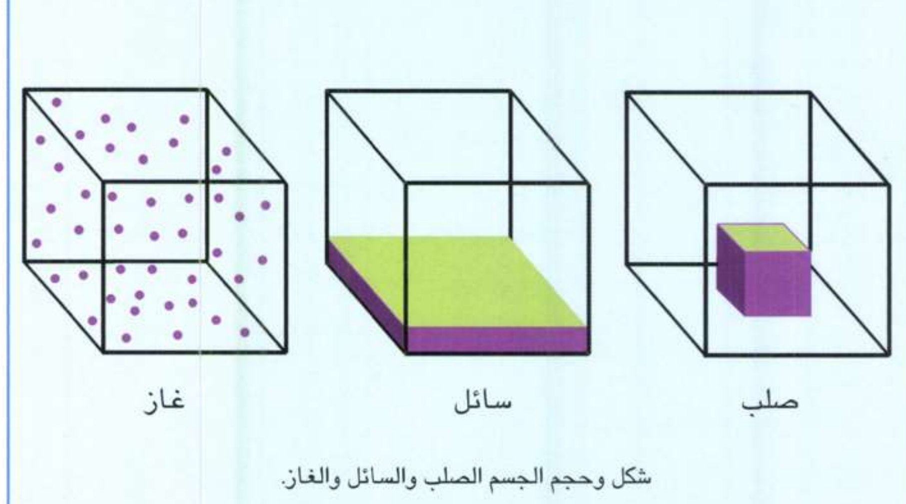
يمكن للمادة أن تتبدل من حالة إلى أخرى بحسب تبدل درجة الحرارة أو الضغط. فمثلاً حين نغلي الماء، وهو سائل، يتحول إلى حالته الغازية المعروفة بخار الماء.



تتبدل حالات المادة بحسب درجات الحرارة والضغط.

الشكل والحجم

- المواد الصلبة لها شكل وحجم ثابتان.
- المواد السائلة لها حجم ثابت وشكل مختلف.
- المواد الغازية ليس لها حجم ثابت أو شكل ثابت.



شكل وحجم الجسم الصلب والسائل والغاز.

الحالة الصلبة

الحالة الصلبة هي حالة المادة حين يكون لها شكل وحجم ثابتين. وتصطف جميع جزيئات المادة الصلبة ضمن ترتيب منتظم، وتتماسك بإحكام بالقرب من بعضها بعضاً. ويمكن لهذه الجزيئات أن تهتز، ولكنها لا تستطيع التحرك بحرية. وتعد قطعة الصخر مثالاً على الحالة الصلبة.



قطعة من الصخر

الحالة السائلة

الحالة السائلة هي حالة المادة حين يكون لها حجم ثابت، ولكن شكلها غير ثابت. ويمكن للمواد السائلة أن تغير من أشكالها بحسب شكل الوعاء الذي يحويها. ويمكن لجزيئات السائل أن تتحرك بحرية حيث لا يوجد ترتيب منتظم لها. ويعد الماء مثالاً على الحالة السائلة.



تحول الحالة

التكثف	من غاز إلى سائل	يبرد الغاز فتتحول حالته
التبخر	من سائل إلى غاز	يبدل ارتفاع درجة الحرارة من الحالة
التجمد	من سائل إلى صلب	يبرد السائل فتتحول حالته
الذوبان	من صلب إلى سائل	يبدل ارتفاع درجة الحرارة من الحالة
التصعيد	من صلب إلى غاز	تتحول الحالة مباشرةً
تشكل الصقيع	من غاز إلى صلب	يتحول الغاز مباشرةً إلى صلب

الحالة الغازية

الحالة الغازية هي الحالة التي ليس لها حجم أو شكل ثابتين. وتتحرك الجزيئات في المادة الغازية بسرعة، وتوجد بينها فراغات واسعة، وليس لها نظام معين. ويعد الهدروجين مثالاً على الحالة الغازية.

يمثل اللون الأخضر غاز الهدروجين في أحد النجوم.

نقطتا الغليان والتجمد

تتمدد معظم السوائل حين يتم تسخينها، وتتقلص بالبرودة. وحين يُسخن السائل حتى درجة غليانه boiling point فإنه يتحول إلى شكله الغازي، وحين يبرد السائل حتى درجة التجمد freezing point فإنه يصبح صلباً.

الحالات الثلاث للماء

الجليد هو الحالة الصلبة للماء.

يوجد الماء عادةً على شكل سائل. وهو المادة الوحيدة التي يمكن أن تتحول إلى حالاتها الثلاث من دون أن يحدث تغيير في خواصها الكيميائية. ويتجمد الماء في درجة صفر مئوية، ويتحول إلى حالته الصلبة التي تدعى بالجليد ice. ويتحول الماء إلى غاز أو بخار الماء water vapor حين يسخن. ومعظم الماء الموجود على سطح الأرض هو على شكل سائل أو جليد. كما يوجد الماء في الغلاف الجوي على شكل بخار الماء.

هل تعلم؟

تصبح درجة غليان الماء عند قمة جبل إيفرست 69 مئوية، ولكنها تكون 100 مئوية عند سطح البحر.

المواد

يصنع كل شيء في العالم من مواد أولية materials، فنحن نستخدم المواد الأولية لصنع كل ما نحتاجه من الجسور إلى الطائرات إلى أعواد الأسنان. وتنتج جميع المواد الأولية من مواد خام raw materials نستخلصها من النباتات والحيوانات، أو نحصل عليها من الأرض. فمثلاً الفلزات مواد خام يتم استخراجها من الأرض لتصنع منها المعادن، ثم تستخدم هذه المعادن كمواد أولية لصنع مختلف المنتجات من الطائرات إلى شوكات الطعام.

صنع المواد الأولية

تنتج جميع المواد الأولية من مواد خام؛ فالقطن cotton مادة خام تنتج عن نبات القطن. يحول القطن إلى خيوط، وينسج ليصبح أقمشة، ثم يقص القماش، ويُخاط ليصبح أنواعاً مختلفة من الملابس التي تدعى المادة النهائية أو المنتَج.



نسَّاج ينسج أقمشة على النول

تغير المواد الأولية

يمكن تغيير المواد الأولية بتسخينها أو تبريدها. ولكن بعض المواد تبقى على حالها حتى بعد التسخين والتبريد. فمثلاً إذا برّدنا كأساً من العصير فإنها تتجمد، وتتحول إلى بوظة بنكهة الفاكهة. وعندما نسخن هذه البوظة فإنها تعود لتصبح عصيراً من جديد.

وهناك مواد تتحول إلى مواد أخرى مختلفة حين تسخن. فمثلاً إذا سخّنا قطعة من الورق إلى درجة الاشتعال فإنها تتحول إلى رماد، ولكن الرماد لا يمكن أن يعود ليصبح ورقاً من جديد.



المواد والضوء

يمكن للمواد أن تكون شفافة transparent، أو شفانة (نصف شفافة) translucent أو كتيمة opaque. وتسمح المواد الشفافة بمرور الضوء عبرها. وتسمح المواد الشفانة بمرور بعض الضوء عبرها. أما المواد الكتيمة فلا تسمح بمرور الضوء عبرها.



خواص المواد

خواص المواد هي التي تحدد كل ما يتعلق بها من قساوتها إلى ناقليتها للكهرباء. ويمكن تقسيم خواص المواد إلى عدة فئات كالخواص الميكانيكية والحرارية والكيميائية والكهربائية والكثير سواها.

الخواص الميكانيكية

تخبرنا الخواص الميكانيكية mechanical properties عن قساوة وقوة وصلابة وكثافة المادة. وتعني قساوة hardness المادة مقاومتها للتشوه أو الانحناء حين تطبق عليها قوة. والمواد الصلبة stiff materials تحتاج إلى إجهاد stress أكبر لكي ينتج عنها توتر strain صغير. والكثافة density هي كتلة المادة قياساً إلى حجمها.

وتصنع الطائرات من مواد ذات كثافة منخفضة وقوة عالية.



الخواص الكهربائية

تحدِّد الخواص الكهربائية electrical properties لمادة سهولة انتقال التيار الكهربائي عبرها. فالمواد التي تنقل التيار الكهربائي بسهولة كالألومنيوم والنحاس والحديد تدعى بالمواد الناقلة الجيدة أو النواقل conductors. والمواد التي لا تسمح للتيار الكهربائي أن ينتقل عبرها بسهولة كاللدائن والمطاط والزجاج والهواء تدعى مواداً عازلة أو عوازل insulators.



خط كهرباء ذو توتر عالٍ.

هل تعلم؟

علب القصدير الحديثة (علب الشراب) لا تحوي على القصدير، بل تصنع بدلاً من ذلك من الفولاذ، وهو سبيكة تعتمد على الحديد والكربون.

المحاليل والمزيجات

تصنع المحاليل solutions والمزيجات mixtures من مادتين أو أكثر. وتحوي جميع المحاليل والمزيجات على مواد بنسب مختلفة. ومعظم المواد الطبيعية هي عبارة عن المزيجات وفي المحلول تُحَل مادة أو أكثر في مادة أخرى. ومن أكثر المحاليل الشائعة هي تلك التي تحوي مواداً صلبة أو غازية منحلة في السوائل.



المذاب والمذيب

المذاب solute والمذيب (solvent أو المنحَل والحالّ) يشكلا معاً المحلول.
المذاب هو المادة التي تنحل في المحلول.
والمذيب هو المادة التي تَحلّ المذاب في المحلول.
ويعد الماء من أكثر المذيبات المعروفة؛ فحين تسكب ملعقة من السكر في كأس من الماء فإن بلورات السكر الصلبة تنحل في الماء لتشكل محلولاً.

المزيجات

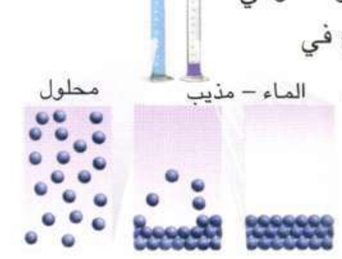
تتشكل الخلائط بمزج مادتين أو أكثر ببعضهما ضمن نسب غير محددة ومن دون أن يحصل أي تغيير كيميائي في هذه المواد.

المزيجات المتجانسة والمتغايرة

المزيجات المتجانسة	المزيجات المتغايرة
للمزيجات المتجانسة شكل وتركيب واحد.	تضم المزيجات المتغايرة عناصر مختلفة.
تمزج المواد في المزيجات المتجانسة بالتعادل.	تمزج المواد في المزيجات المتغايرة بدون تساوٍ، وفي أي حالة سواء كانت غازية أو سائلة أو صلبة.
جسيمات المزيجات المتجانسة شديدة الصغر، ولا يمكن فصلها.	يمكن رؤية جسيمات المزيجات المتغايرة

المذاب في المذيب

لا يمكن حل جميع المذابات في مذيب ما، كذلك فإن المذيبات المختلفة تحل مذابات مختلفة. فمثلاً لا يمكن إذابة الماء أو السكر في جميع المذيبات. كذلك ينحل الملح في الماء، لكنه لا يستطيع الانحلال في الكحول الصافي أو النفط. أما السكر فيمكنه الانحلال في كل تلك المذيبات من ماء وكحول ونفط.

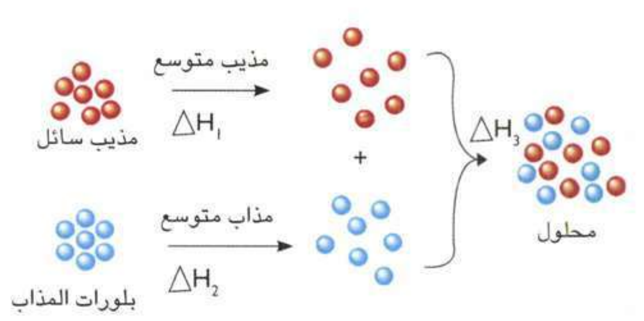


قابلية الذوبان

قابلية ذوبان solubility مذاب ما هي كتلة المذاب التي يمكن أن تنحل في ليتر واحد من المذيب. وتزداد قابلية ذوبان معظم المواد الصلبة مع ارتفاع درجة الحرارة. والمحلول المشبع saturated solution هو المحلول الذي يحوي على أكبر كمية ممكنة من المذاب.

تشكل المحلول

تحوي المواد الصلبة جسيمات محكمة التراصف ذات قوة جذب عالية فيما بينها. أما جسيمات السوائل فهي في حالة حركة دائمة. حين تنحل مادة صلبة في سائل تصدم جسيمات السائل سطح المادة الصلبة، فإذا انجذبت جسيمات المادة الصلبة إلى جسيمات السائل أكثر من انجذابها إلى بعضها يتشكل المحلول. ومع انحلال المادة الصلبة تحيط جسيمات المذيب بجسيمات المذاب.



المحلول المرقق والمحلول المركز

حين تكون كمية المذيب أكبر من كمية المذاب يتشكل لدينا محلول مرقق (أو ممدّد) dilute solution، وحين تكون كمية المذاب أكبر من كمية المحلول يتشكل لدينا محلولٌ مركَّزٌ concentrated solution.

الغروانيات

الغرواني colloid هو محلول متجانس يحوي جسيمات متوسطة الحجم أو جزيئات كبيرة، حيث يبلغ حجم الجسيم 1–100 نانومتر. ويمكن رؤية جسيمات الغرواني بواسطة شعاع ضوئي. ومن أمثلة الغروانيات: الحليب، والضباب، والهلام.



المعلقات

المعلقات (أو المستعلقات) suspensions هي مزيجات متغايرة تحوي جسيمات كبيرة يصل حجمها إلى 100 نانومتر أو أكثر. يمكن رؤية جسيمات المعلقات بسهولة، وهي تستقر حين يكون المحلول ساكناً. ومن أمثلة المعلقات: الرمل الناعم، أو الطمي المحلول في الماء، وكذلك عصير الطماطم.

هل تعلم؟

يبقى المحلول شفافاً حتى عندما تضاف إليه الملوِّنات.



الحالة الصلبة

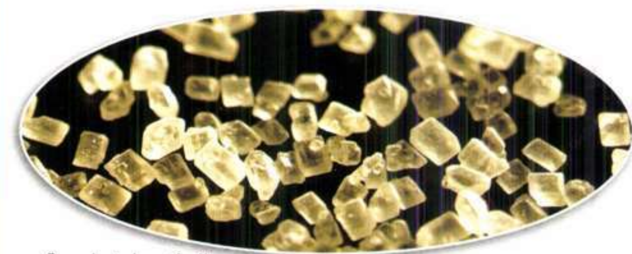
الحالة الصلبة **solid state** هي إحدى ثلاث حالات من المادة. وتختلف خواص المواد الصلبة عن بعضها بعضاً من حيث الكثافة **density**، والقساوة **hardness**، وقابلية التطريق **malleability**، والليونة **ductility**، والمرونة **elasticity**، والهشاشة **brittleness**، وقوة الشد **tensile strength**.

خواص المواد الصلبة

- للمواد الصلبة شكل وحجم ثابتان.
- لا يمكن ضغط المواد الصلبة.
- تنتظم جسيمات المواد الصلبة ضمن ترتيب ثابت.
- تتمتع مكونات المواد الصلبة بمواقع ثابتة بالنسبة إلى بعضها بعضاً.
- يمكن لمكونات المواد الصلبة أن تهتز، ولكنها لا تستطيع التحرك بسهولة.

أنواع المواد الصلبة

- توجد البنى الصلبة البلورية crystalline solid structures في جميع المعادن والكثير من الفلزات. وتنتظم الذرات أو الجزيئات المشكّلة لها ضمن ترتيب هندسي ثابت.



السكر مادة بلورية

- توجد البنى الصلبة اللا بلورية non-crystalline solid structures في الزجاج واللدائن والهلام. في هذا النوع من المواد الصلبة لا تنتظم الذرات والجزيئات ضمن تشكيلات ثابتة ونهائية.



اللدائن مواد صلبة غير بلورية

- توجد البنى الصلبة شبه البلورية quasi-crystalline solid structures في السبائك المعدنية التي تضم الألومنيوم مع الحديد أو الكوبالت أو النيكل. وتنتظم الذرات في المواد الصلبة شبه البلورية بطريقة شبه دورية.



تغير الحالة

يمكن أن تتغير حالة المادة بتعريضها لقوة أو طاقة، بحيث يتغير الجسم الصلب إلى شكل سائل أو غازي. ويمكن مثلاً للحرارة أن تغير الجليد الصلب إلى ماء سائل. وإذا سُخِّن الماء فإنه يتحول إلى حالته البخارية أو الغازية.

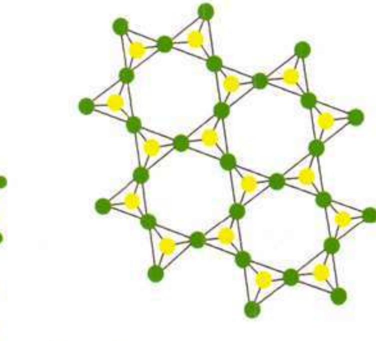


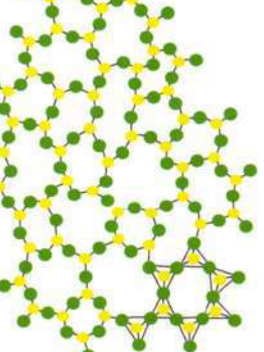
هل تعلم؟

فيزياء الحالة الصلبة solid-state physics هي أحد فروع الفيزياء التي تدرس الخواص الفيزيائية للمواد الصلبة كالمغناطيسية والتعدين والقوة الميكانيكية وناقلية الحرارة والكهرباء.

المواد الصلبة البلورية

- تأتي المواد الصلبة البلورية في ستة أشكال مختلفة؛ فهي إما أن تكون مكعبة cubic، أو رباعية الشكل tetragonal ، أو سداسية الشكل hexagonal، أو معينية الشكل rhombic، أو أحادية الانحراف monoclinic، أو ثلاثية الانحراف triclinic.
- وللمواد الصلبة البلورية نقاط غليان ثابتة.
- تدعى دراسة البلورات والأشكال البلورية بالبلوريات.
- ومن أمثلة المواد البلورية: السكر، والبوظة، والسكاكر.





استخدامات المواد الصلبة

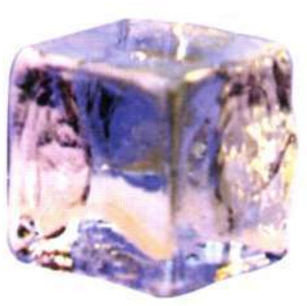
تستخدم المواد الصلبة في صناعة العديد من المواد المفيدة كالكراسي والسيارات والطاولات والكتب والمعادن والسلالم.



تصنع معظم الأشياء المحيطة بنا من المواد الصلبة.

تعددية الأشكال

يقصد بتعددية الأشكال polymorphism قدرة المادة الصلبة على الوجود بأكثر من شكل بلوري واحد. فيمكن مثلاً للماء المتجمد أن يكون على شكل مكعب، أو سداسي، أو أشكال أخرى كثيرة.



مكعب جليدي

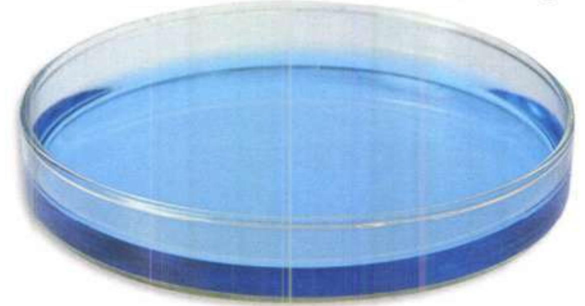
الحالة السائلة

الحالة السائلة liquid state هي حالة المادة حين تأخذ شكل الوعاء الذي توضع فيه. ومن الصعب ضغط السوائل. ويعد الماء والحليب والعصير أمثلةً على السوائل.



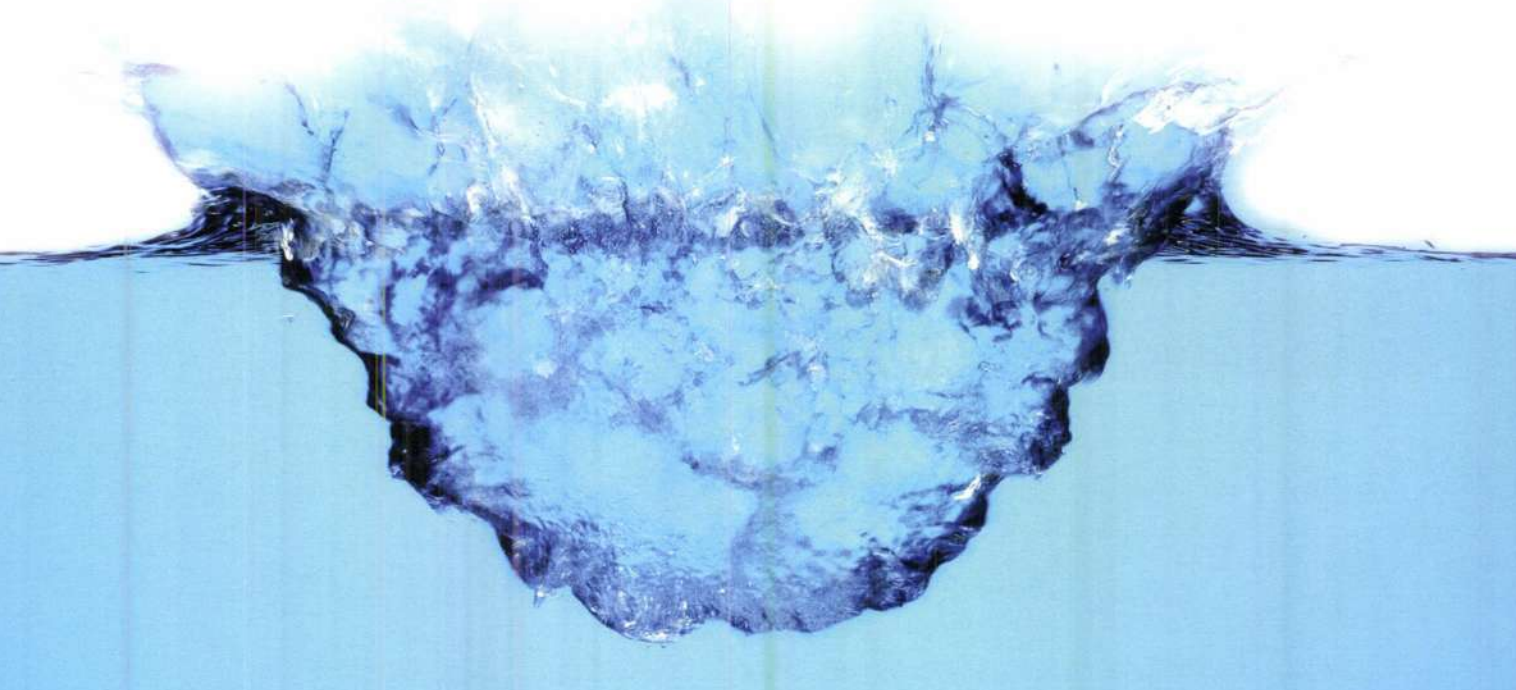
خواص السوائل

- للسوائل حجم ثابت، ولكن أشكالها غير ثابتة.
- يمكن للجسيمات في السوائل أن تتحرك حول بعضها بعضاً بحرية، وليس لها ترتيب معين.
- الجزيئات في السوائل أقرب إلى بعضها بعضاً مما هي في الغازات، ولكنها ليست بالقرب نفسه الذي هي عليه في المواد الصلبة.



فئات السوائل

- السوائل النقية pure liquids: ومنها الماء.
- السوائل الممتزجة liquid mixtures: وتضم الدم، والمشروبات، وماء البحر الذي يحوي على الكثير من الأملاح الذائبة فيه.



تغير حالة السائل

تغير معظم السوائل من حالتها حين تُسخَّن أو تبرَّد؛ حيث تسبِّب الحرارة تمدُّد السائل، وتسبب البرودة تقلصه. وحين يسخن السائل حتى نقطة غليانه فإنه يتحول إلى حالته الغازية. أما إذا برد السائل حتى نقطة تجمده فإنه يتحول إلى حالته الصلبة.



التوتر السطحي

التوتر السطحي surface tension هو خاصية الجذب لسطح السائل التي تتسبب بوجود جاذبية بين أجزاء من سطح السائل بسطح آخر. ويُقاس التوتر السطحي عموماً بالداين/سم² أو النيوتن/م². ويحدد التوتر السطحي للماء بقوة 72 داين/سم² حين تكون درجة حرارة الماء 25 مئوية؛ مما يعني أن الماء يتحمل قوة 72 داين/سم² لاختراق غشائه السطحي بمقدار سنتيمتر واحد.

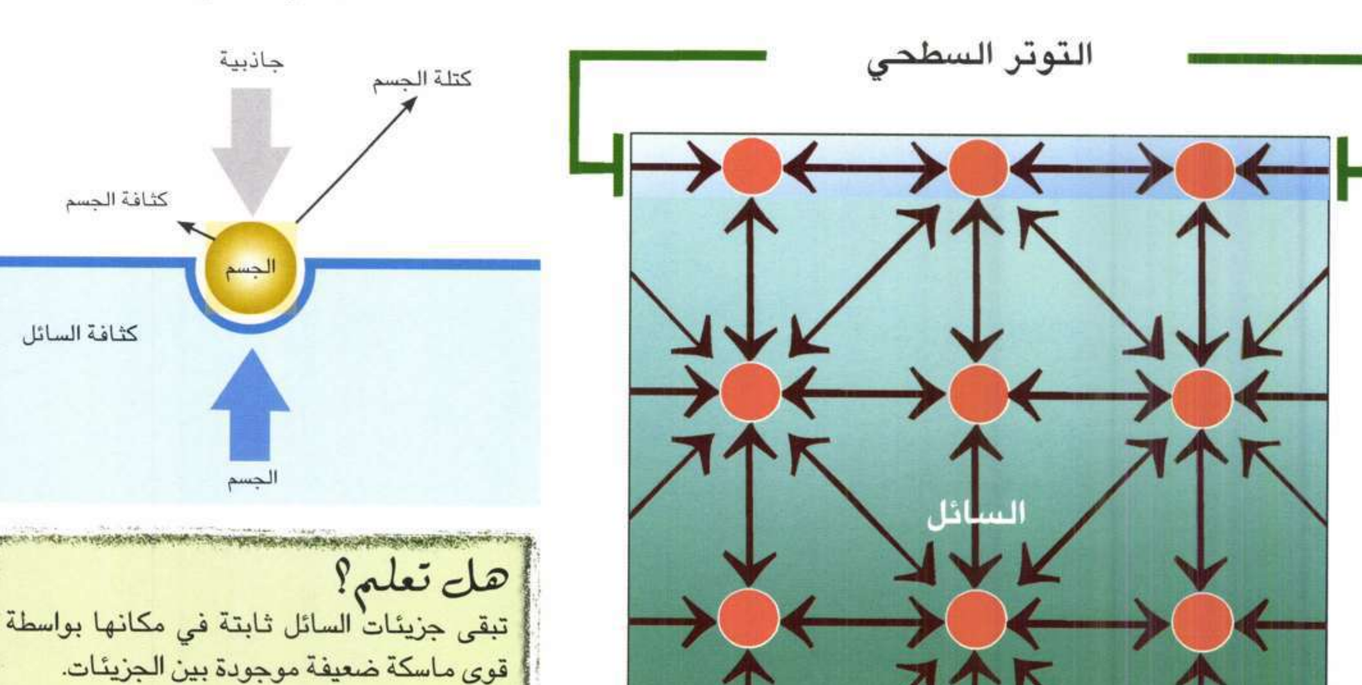
الانتشار

تتمتع السوائل بخاصية تدعى الانتشار diffusion. والانتشار هو حركة جزيئات السائل من مناطق عالية التركيز إلى مناطق منخفضة التركيز. وأثناء الانتشار تتعرض جزيئات السائل لتحرك عشوائي. وحين تتساوى جزيئات السائل في مختلف المناطق تتحقق حالة من التوازن equilibrium. ويساعد الانتشار على صنع مزيج من سائلين.



الطفولية

الطفوية buoyancy هي أحد أهم خواص السوائل. وتبدي السوائل قدرة طفوية على الأشياء التي توضع فيها. وتعادل الطفوية كمية السائل الذي يطرح خارجاً حين يوضع شيء ما في السائل.



هل تعلم؟

تبقى جزيئات السائل ثابتة في مكانها بواسطة قوى ماسكة ضعيفة موجودة بين الجزيئات.

الغازات

الغاز **gas** هو حالة المادة حين لا يكون لها أية بنية. وبعض الغازات عديمة اللون وعديمة الرائحة، ولكن بعضها يتميز بلون ورائحة معينين.

يمكن التعرّف على الغازات من خلال نشاطها الكيميائي ووزنها وقدرتها على امتصاص الحرارة وخواص أخرى.

خواص الغازات

- لا يوجد للغازات شكل أو حجم معينان.
- الجسيمات في المادة الغازية ليس لها ترتيب معين.
- الجسيمات الغازية ضعيفة التراصّ.
- تتحرك الجسيمات الغازية بشكل عشوائي وسريع في مختلف الاتجاهات وتترك فراغات كبيرة فيما بينها.

الغازات الشائعة

- الأكسجين والنتروجين غازان عديما اللون والرائحة.
- بخار الماء غاز عديم اللون والرائحة.
- يتميز غاز ثنائي أكسيد الآزوت بلونه البني.
- لحمض الكبريت رائحة تشبه رائحة البيض الفاسد.
- الأوزون غاز نادر يوجد في الغلاف الجوي للأرض.

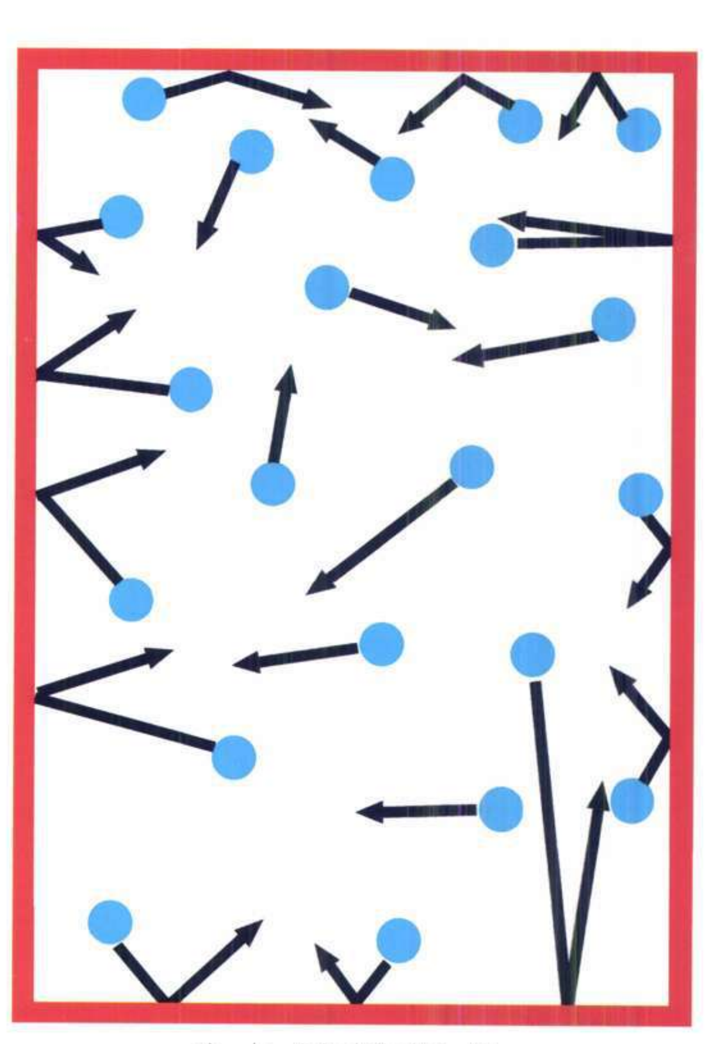


تغير حالة الغاز

يتحول الغاز إلى سائل عند تبريده حتى درجة حرارة وصولاً إلى نقطة غليان العنصر الذي يتشكل منه الغاز، حيث تتقارب جسيماته إلى بعضها بعضاً مشكلةً سائلاً. وإذا زاد ضغط الغاز فإنه سيحتاج إلى درجة حرارة أعلى لكي يتحول إلى سائل.

النظرية الحركية

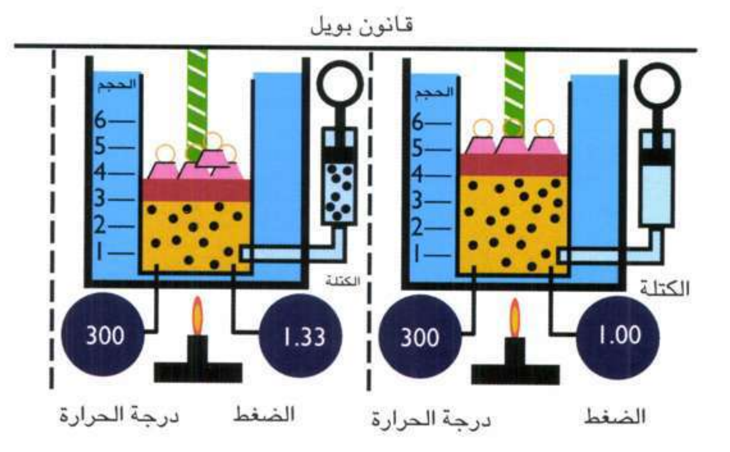
تفسّر النظرية الحركية kinetic theory سلوك الغاز. فبحسب النظرية الحركية فإن المادة تتألف من ذرات أو جزيئات تتحرك باستمرار. وتفسر النظرية الحركية مختلف خواص الغازات، كالضغط ودرجة الحرارة والحجم اعتماداً على تركيب وحركة جزيئاتها. وتفترض النظرية أن الجزيئات شديدة الصغر بالنسبة إلى المسافات فيما بينها، وهي في تحرك دائم وعشوائي، وكثيراً ما تصطدم ببعضها وبجدار الوعاء الذي يحويها. وعندما تصطدم جزيئات الغاز بجدران الوعاء فإنها تبذل قوةً على هذه الجدران يمكن قياسها. وحين نقسم هذه القوة على مجموع المساحة فإننا نحصل على ضغط الغاز. ويعتمد معدل الطاقة الحركية لجسيمات الغاز على درجة الحرارة التي يوجد فيها الغاز.


حركة جزيئات الغاز داخل وعاء مغلق.

قانون بويل

يقول قانون بويل Boyle's Law: إن ضغط الغاز يزداد عندما يقل حجم الغاز. وبحسب قانون بويل تبقى نتائج ضغط الغاز وحجمه ثابتة إذا لم يحدث تغير في درجة الحرارة أو كمية جسيمات الغاز الموجودة في الوعاء.

قانون بويل

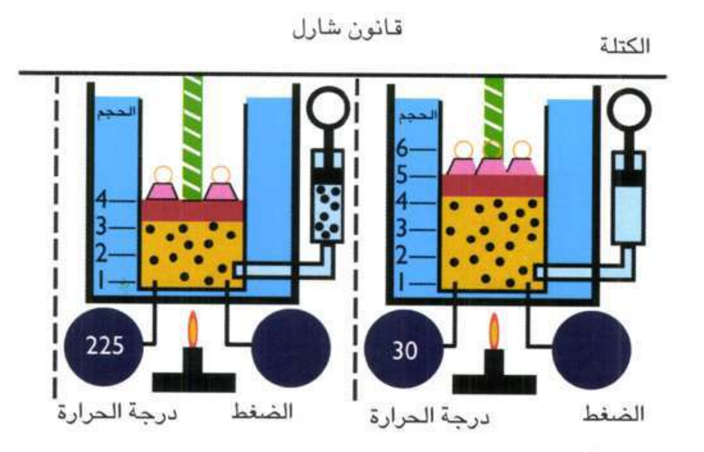


في كتلة معينة ودرجة حرارة ثابتة فإن الضغط مضروباً بالحجم يعطي ثابتاً، أو ثابت = PV.

قانون شارل

يقول قانون شارل Charles' Law أن الغاز يتمدّد بالنسبة نفسها من حجمه كلما تعرض لارتفاع بدرجة حرارة واحدة. وبحسب هذا القانون تبقى النسبة بين حجم الغاز ودرجة حرارته ثابتة إذا لم يتغير الضغط أي: $\frac{V}{T}$ = ثابت.

قانون شارل



قانون أفوكادرو

يقول قانون أفوكادرو Avogadro's Law إن أحجام الغازات المتساوية تحوي على العدد نفسه من الجسيمات إذا تساوى الضغط ودرجة الحرارة فيما بينها. وقد اكتشف أن حجم 22.4 ليتر من الغاز في درجة حرارة الصفر المئوية وضمن الضغط الجوي المعتاد؛ تحوي 6.02×10^{23} جسيم.

هل تعلم؟

الغاز الطبيعي هو أحد مصادر الطاقة الصديقة للبيئة، ويستخرج من تحت سطح الأرض.

الاحتراق

الاحتراق **combustion** هو عملية اشتعال أو أكسدة سريعة تصحبها الحرارة والضوء عادةً. يحدث التفاعل الكيميائي للاحتراق بين الوقود **fuel** والأكسجين. ويستخدم الاحتراق في تشغيل الكثير من الآلات كمحركات الاحتراق الداخلي **internal combustion engines**.



عملية الاحتراق

- الأنواع الثلاثة من الاحتراق هي: الحراري thermal، والهدروديناميكي hydrodynamic والكيميائي chemical.
- يمزج في البدء الوقود والمادة المؤكسدة oxidant. ويمكن أن يكون الوقود صلباً أو سائلاً أو غازاً. ويمكن أن توجد محفزات catalysts أحياناً لتسريع الاحتراق.
- ثم يشعل المزيج بمصدر حراري.
- بعد الإشعال يتفاعل كل من الوقود والمادة المؤكسدة، ويطلقان حرارة.
- من المنتجات الثانوية لعملية الاحتراق: الحرارة، والضوء، والغازات، والملوثات، والعمل الميكانيكي.

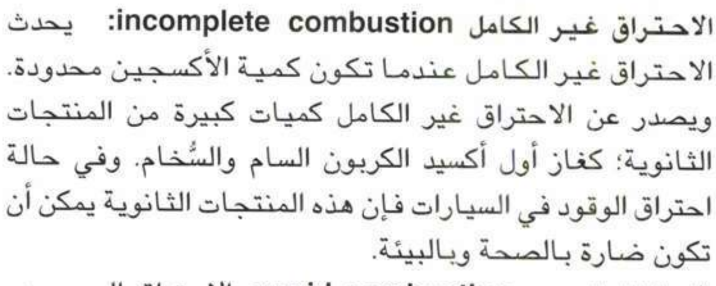
هل تعلم؟

يؤدي الاحتراق إلى تغير في الكتلة، فلو أحرقنا مثلاً 3 غرام من المغنيزيوم سنحصل على كتلة 5 غرامات من أكسيد المغنيزيوم.

2Mg(s)	+	O_2	→	2MgO(s)
مغنيزيزم.		أكسجين		أكسيد المغنيزيوم

نماذج الاحتراق

الاحتراق الكامل complete combustion: يحدث الاحتراق الكامل غالباً في المواد الهدروكربونية، أي التي تتألف من الكربون والهدروجين. وحين يوجد ما يكفي من الأكسجين، كما في الهواء، فإن الهدروكربونات تحترق كلياً ولا يؤدي احتراقها إلا إلى كمية محدودة من المنتجات. وتطلق الهدروكربونات، كالميتان، غاز ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء عند احتراقها.



الاحتراق غير الكامل incomplete combustion: يحدث الاحتراق غير الكامل عندما تكون كمية الأكسجين محدودة. ويصدر عن الاحتراق غير الكامل كميات كبيرة من المنتجات الثانوية؛ كغاز أول أكسيد الكربون السام والسُّخام. وفي حالة احتراق الوقود في السيارات فإن هذه المنتجات الثانوية يمكن أن تكون ضارة بالصحة وبالبيئة.

الاحتراق السريع rapid combustion: الاحتراق السريع هو أحد أنواع الاحتراق الذي تصدر عنه كميات كبيرة من الطاقة الحرارية والضوئية، مما يؤدي إلى اشتعال الحرائق. ويستخدم مبدأ الاحتراق السريع في محركات الاحتراق الداخلي. ويصاحب الاحتراق السريع دوي عالٍ وانفجار.

الاحتراق البطيء slow combustion: الاحتراق البطيء هو أحد أنواع الاحتراق الذي يحدث في درجات حرارة منخفضة.

الاحتراق المضطرم أو الهائج turbulent combustion: الاحتراق المضطرم هو أحد أنواع الاحتراق الذي تصحبه دفقات هائجة. ويستخدم الاحتراق المضطرم بشكل رئيس في التطبيقات الصناعية، كما في العَنَفات التي تعمل على الغاز، والمحركات التي تعمل على البنزين؛ حيث يساعد الاضطرام في عملية مزج الوقود بالمؤكسِد.





محرك احتراق صناعي

الاحتراق الدخاني smoldering: الاحتراق الدخاني هو أحد أشكال الاحتراق العديمة اللهب. ويحصل تفاعل الاحتراق على حرارته من تفاعلات مختلفة تحدث على سطح الوقود الصلب حين يسخن في بيئة مؤكسِدة.



جذوات احتراق دخاني



الانفجار

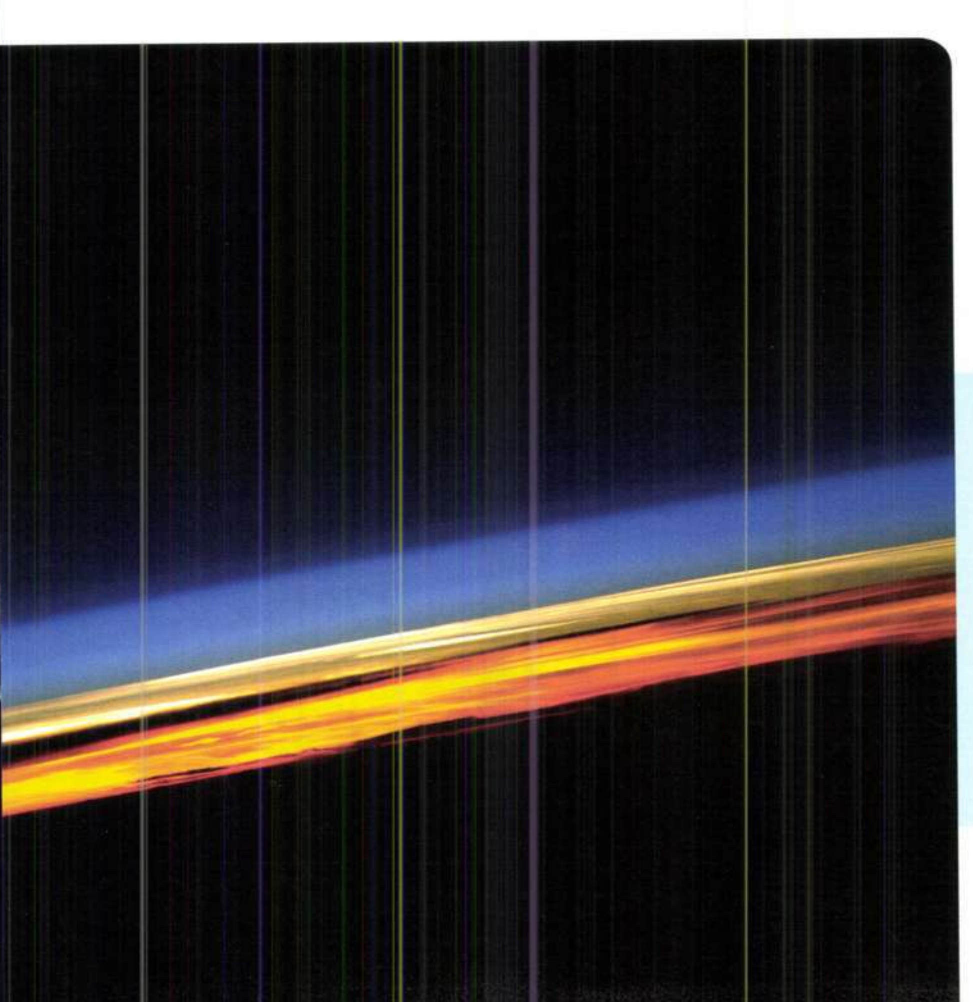
حين يتسارع تفاعل الاحتراق إما بسبب ارتفاع درجة الحرارة أو بسلسلة متتالية من التفاعلات يحدث الانفجار explosion نتيجة لهذا التسارع، وتصل سرعة اللهب إلى درجة فوق صوتية، ويؤدي ارتفاع درجة الحرارة إلى اشتعال ذاتي للوقود.

الـهواء

الـهواء air هو الطبقة الرقيقة من الـغازات التي تـحيط بـالأرض. ويساعـد الـهواء على بقاء واستمرار الحياة بكل أشكالها على الأرض، كما يحمي الأرض من أشعة الشمس الضارة، ويحافظ على دفئها.

مم يتألف الـهواء؟

- يشكل النتروجين 78٪ من الـهواء.
- يشكل الأكسجين 21٪ من الـهواء.
- تشكل باقي الغازات 1٪ من الـهواء، بحيث يشكل الأرغون 0.9٪، ويشكل كل من ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء وقطرات الماء وجسيمات الغبار وآثار ضئيلة من الغازات الأخرى 0.03٪ من الـهواء.



نظرة سريعة إلى الغلاف الجوي

- يصبح الـهواء أكثر رقةً كلما ابتعدنا عن سطح الأرض.
- يجد معظم الناس صعوبة في التنفس إذا ارتـفعوا إلى أكثر من 3 كم فوق سطح البحر.
- تبلغ ثخانة الغلاف الجوي 480 كم.

الغازات الرئيسة في الهواء

النتروجين nitrogen: يوجد النتروجين أو الآزوت في الكثير من المركبات الصنعية المهمة كالأمونيا (أو النشادر) ammonia وحمض الآزوت nitric acid والنترات العضوية organicnitrates (كمولدات الطاقة الدافعة والمتفجرات) وغازات السيانيد cyanides. ويمكن إنتاج الآزوت بواسطة التقطير المجزأ fractional distillation للهواء السائل، أو بطرائق ميكانيكية باستخدام الهواء في حالته الغازية. يستخدم النتروجين للحفاظ على طراوة الأطعمة المعلبة وغير المعلبة، وفي ملء عجلات السيارات والطائرات، وفي مصابيح الضوء الوهاج كبديل رخيص لغاز الأرغون.

الأكسجين oxygen: يستخلص سنوياً 100 مليون طن من الأكسجين من الهواء لاستخدامه في أغراض صناعية. ومن أكثر طرائق استخلاصه الطريقة المعروفة بالتقطير المجزأ.

وللأكسجين استخدامات كثيرة، فأكثر من 50٪ من الأكسجين المنتج صنعياً يستخدم لصهر فلز الحديد وتحويله إلى فولاذ. كما يستخدم في الطب لمعالجة التهابات الرئة واضطرابات القلب، وأي مرض يعيق قدرة الجسم على استخدام الأكسجين. ويستخدم أيضاً لكونه غاز تنفس منخفض الضغط في الفضاء، وتحت الماء، وفي المرتفعات الشاهقة.

الأرغون argon: ينتج الأرغون صناعياً بالتقطير الجزئي للهواء السائل. كما يمكن أن يكون الأرغون منتجاً ثانوياً للأكسجين السائل والنتروجين السائل، لذا فهو قليل التكلفة. ويستخدم الأرغون في مصابيح الضوء الوهاج، وفي الجراحات البردية cryosurgery لإتلاف الخلايا السرطانية، وفي العزل الحراري في النوافذ الموفرة للطاقة.

ثنائي أكسيد الكربون carbon dioxide: يتفاوت تركز ثنائي أكسيد الكربون في الهواء مع تغير الفصول. ويهبط مستوى ثنائي أكسيد الكربون في الربيع والصيف في النصف الشمالي من الكرة الأرضية، ويرتفع أثناء الخريف والشتاء حين تسبت النباتات أو تموت أو تتحلل. ويستخدم ثنائي أكسيد الكربون في الصناعات الغذائية والصناعات البترولية والصناعات الكيميائية. كما يستخدم، بسبب قلة تكلفته، في المشروبات الخفيفة المكربنة والمياه الغازية التي تحتاج إلى غاز مضغوط.

ظاهرة أثر الدفيئة

أثر الدفيئة greenhouse effect عملية تقوم بها الغازات الموجودة في الغلاف الجوي بحبس حرارة الشمس لتبقي على دفء الأرض. ومن بعض هذه الغازات: ثنائي أكسيد الكربون، والميتان methane، والأوزون ozone التي تعمل كزجاج الدفيئة الحابس للحرارة. وتسمح هذه الغازات للطاقة الشمسية بالمرور عبرها، ولكنها تمنع بعض الحرارة من مغادرة الغلاف الجوي للأرض.

هل تعلم؟

تتشكل الأمطار الحمضية acid rains حين ينضم ثنائي أكسيد الكبريت وأكسيدات النتروجين إلى بخار الماء في الغلاف الجوي.

الغلاف الخارجي
800 KM
690 KM
الغلاف الحراري
مكوك فضائي
شفق
الغلاف المتوسط
80 KM
نيازك
690 KM
بالون الطقس
18 KM
الغلاف السفلي
جبل إفرست

الماء

الماء water هو أحد أهم المكونات لكافة أشكال الحياة على الأرض. وتحتاج جميع النباتات والحيوانات والبشر للماء لكي تستمر في البقاء. ويوجد الماء في كل مكان تقريباً على الأرض، ويغطي قرابة 71٪ من سطح الأرض.

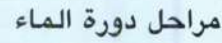


أشكال الماء

- المياه الجوفية groundwater: هي مياه مختزنة ضمن خزانات طبيعية في باطن الأرض.
- المياه السطحية surface water: هي ما يظهر على سطح الأرض من محيطات وجداول وأنهار وبحيرات وخزانات من صنع الإنسان.
- يحتبس قسم كبير من الماء على شكل جليد ice في الأنهار الجليدية والقمم الجليدية القطبية.
- يوجد الماء أيضاً في الغلاف الجوي على شكل بخار الماء water vapor.

دورة الماء

يستمر الماء على الأرض بالتحول إلى أشكاله الثلاثة: الصلبة والسائلة والغازية. وتعرف حركة الماء المستمرة على سطح الأرض وفي الغلاف الجوي وفي جوف الأرض بدورة الماء water cycle. وتساعد دورة الماء على تدوير الماء بشكل طبيعي بمساعدة حرارة الشمس.



تكثف
هطول
تبخر

مراحل دورة الماء

- **التبخر evaporation:** تسخِّن الحرارة والطاقة القادمتان من الشمس ماء المحيطات والبحيرات والأنهار. ويتحول الماء الدافئ من حالته السائلة إلى حالته الغازية التي تدعى بخار الماء. وحيث أن بخار الماء أخف وزناً من الهواء الجاف فإنه يرتفع في الغلاف الجوي. وتعرف هذه العملية بالتبخر.
- **التكثف condensation:** حين يصعد بخار الماء إلى الغلاف الجوي؛ فإنه يصطدم بالهواء البارد؛ فيعود إلى حالته السائلة؛ متخذاً شكل قطرات ماء صغيرة معلقة في الهواء تدعى الغيوم. ويدعى ذلك بالتكثف.
- **الهطول precipitation:** حين يتكثف الكثير من بخار الماء إلى قطرات تصبح الغيوم ثقيلة بحيث لا يعود بإمكان الهواء أن يحملها، ونتيجة لذلك تسقط هذه القطرات من السماء، ويدعى ذلك بالهطول. ويحدث الهطول على الأرض على شكل مطر أو ثلج أو بَرَد أو مطر متجمد.
- **التجمع collection:** حين يعود الماء إلى الأرض فإنه يسقط على المحيطات والبحيرات والأنهار والأرض. وحين تهطل الأمطار على الأرض فإنها تنفذ فيها، وتصبح مياهاً جوفية.



الماء الصالح للاستخدام

يقصد بالماء الصالح للاستخدام usable water الماء الذي نستخدمه يومياً لمختلف الأغراض كالشرب والغسيل والاستحمام والطهي وسقاية النباتات والمحاصيل الزراعية. وتختزن المحيطات ما يقارب 97٪ من الماء الموجود على الأرض، وهو ماء مالح وغير صالح للاستخدام. لذا لا يبقَ على الأرض إلا 3٪ من الماء العذب الذي يمكن استخدامه. إلا أن معظم هذا الماء العذب محتجز في الأنهار والأغطية الجليدية، مما يجعله غير صالح للاستخدام، وبالتالي لا يبق من الماء الصالح لاستخدام البشر إلا 1٪ . وتتوزع هذه الكمية الماء الصالح للاستخدام بين المياه الجوفية والبحيرات والأنهار. يستخدم الأميركيون كميات كبيرة من الماء كل يوم؛ إذ إن متوسط ما تستخدمه العائلة الأميركية يصل إلى 400 غالون من الماء يومياً.

هل تعلم؟

إن وفرة الماء على سطح الأرض أعطت كوكبنا اسم "الكوكب الأزرق" the blue planet.

التفاعلات الكيميائية

التفاعل الكيميائي chemical reaction هو فعل تقوم به المواد التي يطرأ عليها تغيير كيميائي. ويشمل التفاعل الكيميائي تغيرات في نواة الذرة. وتحدث التفاعلات الكيميائية بسبب تشكيل نمط إلكتروني electron configuration في ذرات العناصر المشاركة.

تفاعلات معروفة

- الاحتراق.
- التلف.
- التخمر.
- هضم الطعام.
- تآكل الفولاذ.
- تلطخ الفضة.
- تقسية الإسمنت.
- تحميض الصور الفوتوغرافية.
- صناعة النايلون.
- انطلاق الغاز عند مزج الخل مع الصودا.

خواص التفاعلات الكيميائية

- تصنع التفاعلات الكيميائية روابط كيميائية chemical bonds بين الذرات.
- يشكل التفاعل الكيميائي مركباً كيميائياً chemical compound.
- تدعى المادة أو العنصر المشارك بالتفاعل بالمُتفاعل reactant.
- وتدعى المادة الناتجة عن التفاعل بالناتج product.



عند إجراء التفاعلات الكيميائية يجب أخذ الحيطة والحذر، واتباع قواعد الأمان.

أنواع التفاعلات

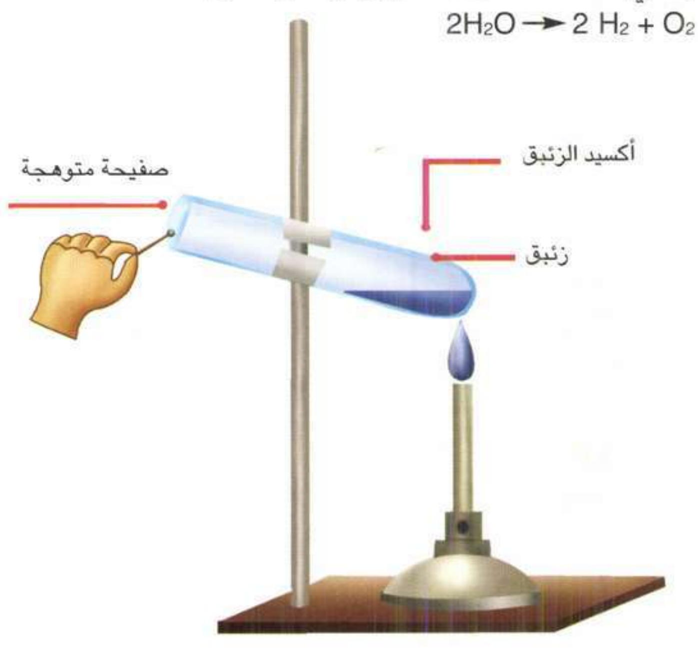
التفاعلات الطاردة للطاقة exothermic reactions: هي تفاعلات تطلق طاقة حولها على شكل حرارة وضوء وصوت تحدث في الآن ذاته وبشكل عفوي. من أمثلة التفاعلات الطاردة للطاقة: تفاعل الكلور مع الصوديوم لإنتاج ملح الطعام الذي يطلق حرارة.



التفاعلات الماصة للطاقة endothermic reactions: وهي تحتاج لطاقة على شكل حرارة من محيطها لكي تعمل، ومثال ذلك عملية التمثيل الضوئي photosynthesis في النبات التي تستخدم طاقة الشمس لتحول ثنائي أكسيد الكربون والماء إلى غلوكوز وأكسجين. ومن الأمثلة الأخرى على التفاعلات الماصة للطاقة: ذوبان مكعبات الثلج، وذوبان الأملاح الصلبة، وتبخر الماء السائل، وتحول الصقيع إلى بخار ماء.

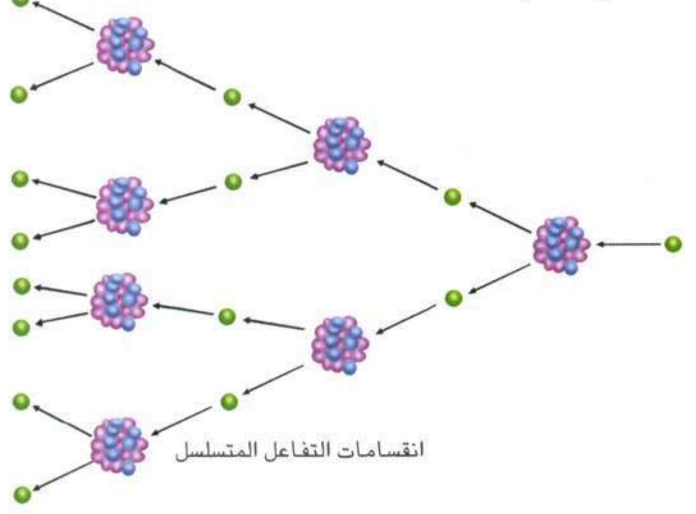
تفاعلات التحلل decomposition reactions: وتحدث حين تتجزأ مادة معقدة إلى عناصر أبسط في تفاعل تحللي بحيث يعطي أحد المتفاعلات ناتجين أو أكثر. مثال:

$$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$$



تأثير الحرارة على أكسيد الزئبق.

التفاعل المتسلسل chain reaction: وهو سلسلة من التفاعلات بحيث يكون الناتج في كل خطوة متفاعلاً في الخطوة التالية.



انقسامات التفاعل المتسلسل

التفاعل التركيبي synthesis reaction: وهو تفاعل تنضم فيه مادتين بسيطتين أو أكثر لتشكيل مادة معقدة. أو بمعنى آخر يعطي تفاعل متفاعلين أو أكثر ناتجاً واحداً.

مثال: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

تفاعل الاحتراق combustion reaction: وهو تفاعل مولد للحرارة. يشمل تفاعل الاحتراق العادي اتحاد الأكسجين مع مركب آخر لتشكيل ثنائي أكسيد الكربون والماء.

تفاعل الأخسدة oxidation-redution reaction: وهو اختصار لتفاعل الأكسدة والاختزال، ويتميز هذا التفاعل بنقص في عدد ذرات الأكسجين، وانتقال الإلكترونات بين المواد الكيميائية.

$$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$$

4   0   +2   +1 +1

اختزال

أكسدة

تفاعل الاستعاضة (أو الاستبدال) replacement reaction: في هذا التفاعل تقوم العناصر باستبدال مواقعها فيما بينها.

> **هل تعلم؟**
>
> التفاعل الذي يحصل فور مزج عنصرين ببعضهما يدعى تفاعلاً فورياً spontaneous reaction.

المركبات الكيميائية

المركبات الكيميائية chemical compounds هي نواتج التفاعلات الكيميائية بين ذرتين أو أكثر لعنصرين أو أكثر. ويوجد حوالي 100 عنصر كيميائي معروف تتفاعل فيما بينها وفق نسب ثابتة لتشكل مركبات كيميائية.

خواص المركبات الكيميائية

- تتماسك المركبات الكيميائية بإحكام بواسطة روابط كيميائية chemical bonds قوية.
- يمكن للمركبات الكيميائية أن تكون صلبة أو سائلة أو غازية في درجة حرارة وضغط عاديين.
- وتختلف ألوان المركبات الكيميائية من واحد لآخر.

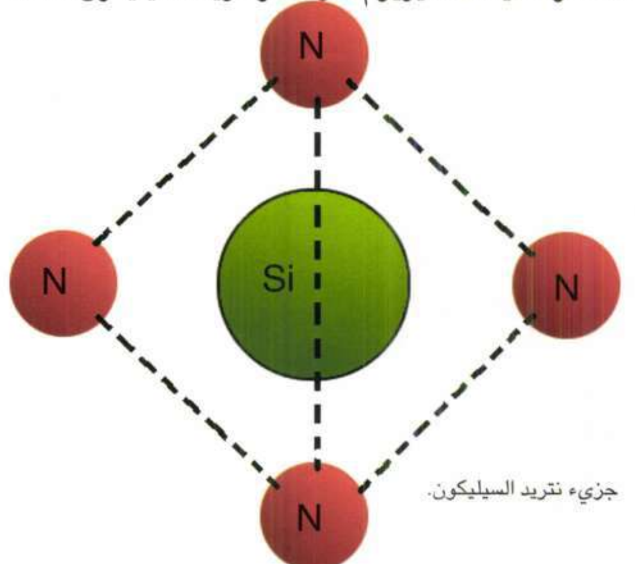
- بعض المركبات الكيميائية مفيدة في الحياة، إلا أن بعضها الآخر يعدّ ساماً.
- يتغير لون أو رائحة أو سُمِّية مادة ما باستعاضة ذرة واحدة فقط ضمن المركب.
- تصنف المركبات الكيميائية إلى مركبات جزيئية molecular ومركبات أيونية ionic، كما تصنف إلى مركبات عضوية organic ومركبات لا عضوية inorganic.



توضع المركبات الكيميائيةداخل أوعية زجاجية خاصة لا تتفاعل معها

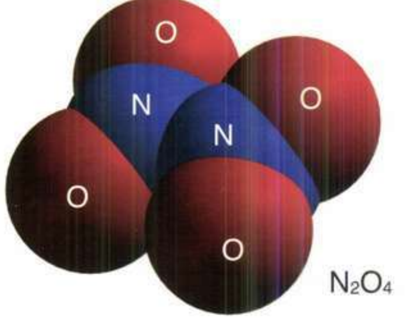
المركبات اللا عضوية

- يدل المقطع النهائي (ـ يد) ide- على أن العنصر الثاني أكثر سلبية؛ كما في كلوريد الصوديوم NaCl، وكبريتيد الكالسيوم CaS، وأكسيد المغنيزيوم MgO، ونتريد السيليكون SiN.



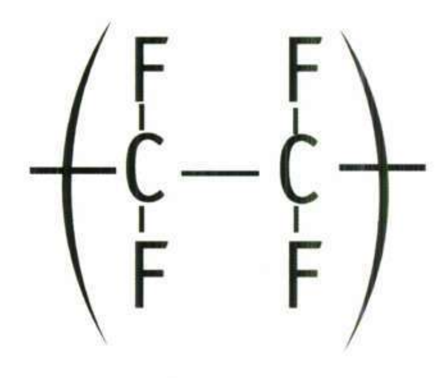
جزيء نتريد السيليكون.

- يضاف مقطع بدائي رقمي إلى الاسم حين تختلف النسبة الذرية عن 1:1؛ مثل ثنائي كبريتيد الكربون CS_2، ورابع كلوريد الجيرمانيوم $GeCl_4$، وسادس فلوريد الكبريت SF_6، وثنائي أكسيد النتروجين NO_2، ورابع أكسيد الآزوت الثنائي N_2O_4.



N_2O_4

- تدل عبارات النترات nitrate والأمونيوم ammonium على احتواء العناصر على شوارد. ويدل المقطع النهائي (ـ ات) ate- على وجود الأكسجين كما في النترات nitrate والكبريتات sulphate، بينما يدل وجود الأمونيوم على شاردة إيجابية مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl وفوسفات الأمونيوم $(NH_4)_3PO_4$.
- لبعض المركبات أسماء دارجة مثل البوراكس $Na_2B_4O_7.10H_2O$، والتفلون $F(CF_2)nF$.



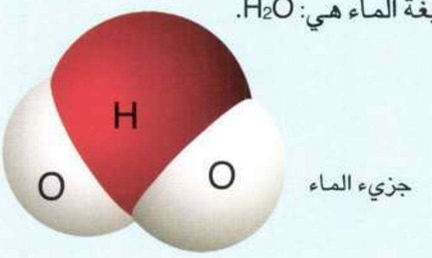
تركيب البولي إثيلين الرباعي الفلور

هل تعلم؟

لا تشكل الغازات النبيلة noble gases مركبات كيميائية، فهي غازات خاملة، ولا تشارك في التفاعلات الكيميائية.

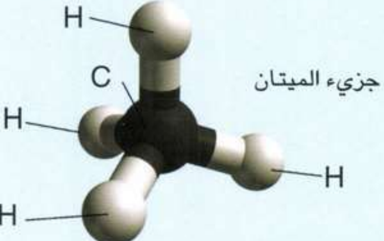
بعض المركبات الكيميائية الشائعة

الماء water: يتألف الماء من عنصرين هما: الهدروجين والأكسجين؛ بنسبة ذرتي هدروجين مقابل كل ذرة أكسجين. وصيغة الماء هي: H_2O.



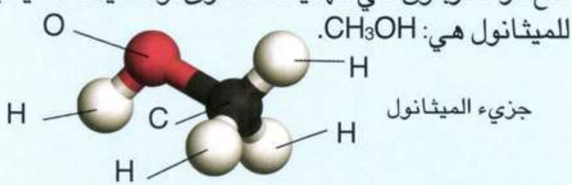
جزيء الماء

الميثان methane: يتألف الميتان من عنصرين هما: الكربون، والهدروجين. ويتحد العنصران بنسبة أربعة ذرات هدروجين مع ذرة كربون. وصيغة الميتان هي: CH_4.



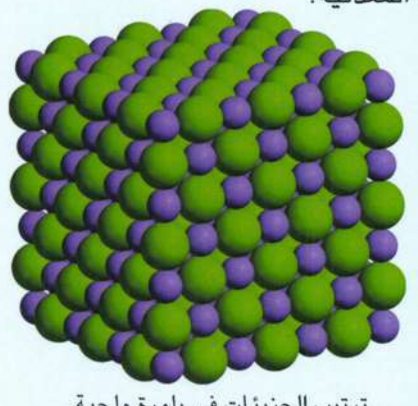
جزيء الميتان

الميثانول methanole: يحوي على ذرة هدروجين متحدة مع ذرة أكسجين في إحدى نهايتيه، وثلاث ذرات هدروجين متحدة مع ذرة كربون في نهايته الأخرى. والصيغة الكيميائية للميثانول هي: CH_3OH.



جزيء الميثانول

الأملاح المعدنية metal salts: وتتشكل من معدن واحد أو أكثر متحداً مع لا معدن واحد أو أكثر. ويعد ملح الطعام NaCl وكربونات الكالسيوم $CaCO_3$ من الأمثلة المعروفة عن الأملاح المعدنية.



ترتيب الجزيئات في بلورة ملحية.



الروابط الكيميائية

الارتباط الكيميائي chemical bonding هو العلاقة الناتجة عن التفاعل بين ذرات أو جزيئات المركبات الكيميائية. وتتعلق الروابط الكيميائية ببعضها بسبب قوى الجذب الكبيرة الموجودة بين الذرات.

تشكل الروابط الكيميائية

- تحوي الذرات إلكترونات وبروتونات.
- توجد البروتونات في النواة، بينما تدور الإلكترونات حول النواة على شكل طبقات تدعى الأغلفة أو القشور shells.
- تدعى الإلكترونات الموجودة في الغلاف الخارجي لكل ذرة بإلكترونات التكافؤ valence electrons.
- تتصل إلكترونات الذرات المختلفة ببعضها بعضاً لتشكيل روابط كيميائية بحسب تكافؤها.

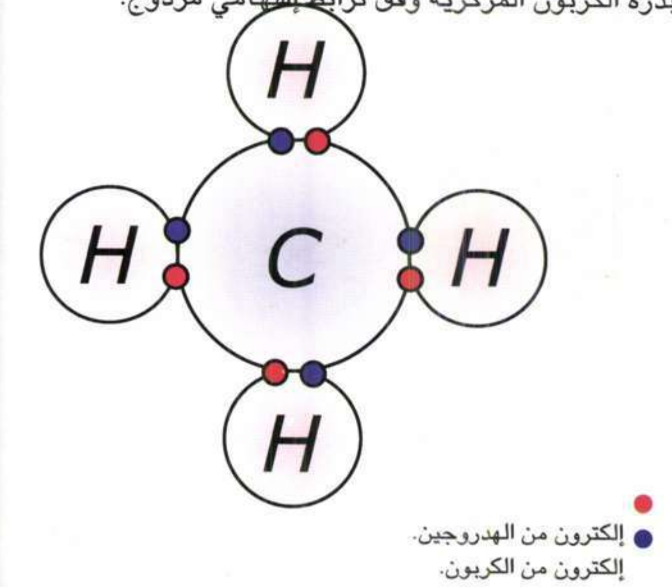
التكافؤ

التكافؤ valence هو عدد الروابط التي ينبغي على العنصر أن يصنعها ليشكل ترتيباً إلكترونياً ثابتاً، أو عدد الإلكترونات في الغلاف الخارجي لأقرب الغازات النبيلة. ويمكن التوصل إلى الترتيب الإلكتروني الثابت بكسب أو خسارة أو اشتراكٍ بالإلكترونات بين الذرات.

الترابط الإسهامي

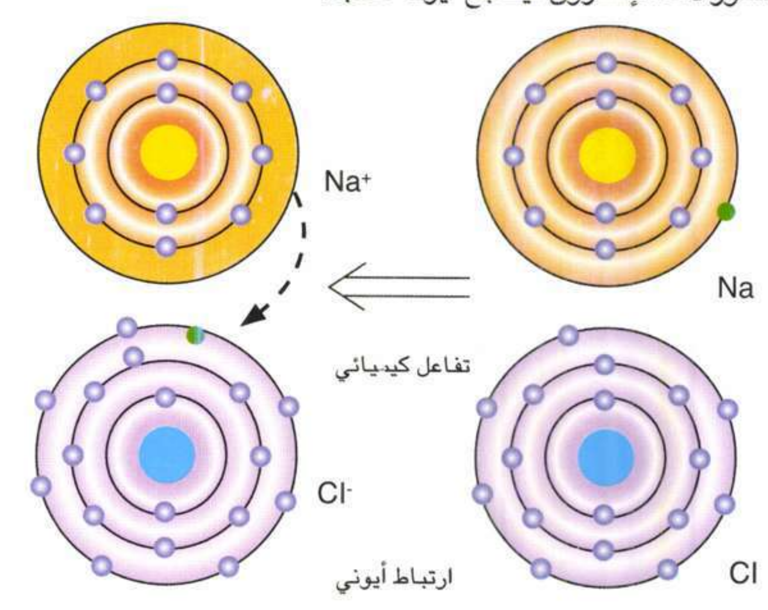
يحدث في الترابط الإسهامي (أو التشاركي) covalent bond اشتراك الذرات بأزواج من الإلكترونات. ولا يحدث الترابط الإسهامي إلا في اللا معادن.

ومن أشهر أمثلة الترابط الإسهامي: ثنائي أكسيد الكربون؛ حيث يحوي الكربون أربعة إلكترونات تكافؤ، بينما يحوي الأكسجين إلكتروني تكافؤ، وهكذا تتصل كل ذرة أكسجين بذرة الكربون المركزية وفق ترابط إسهامي مزدوج.



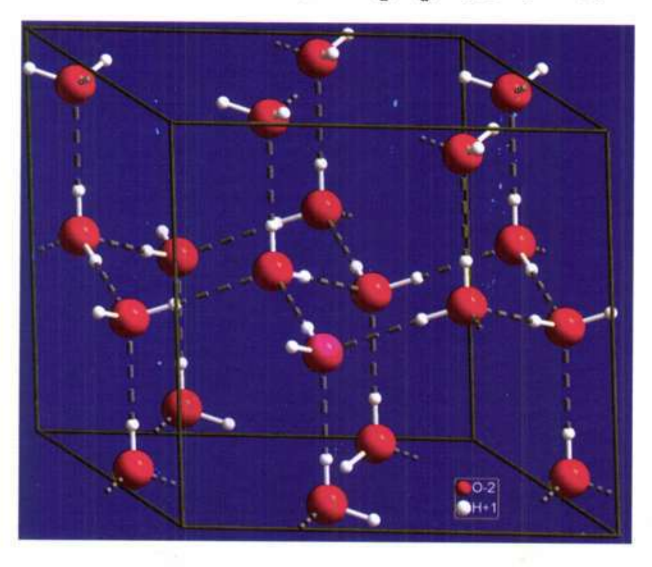
الترابط الأيوني

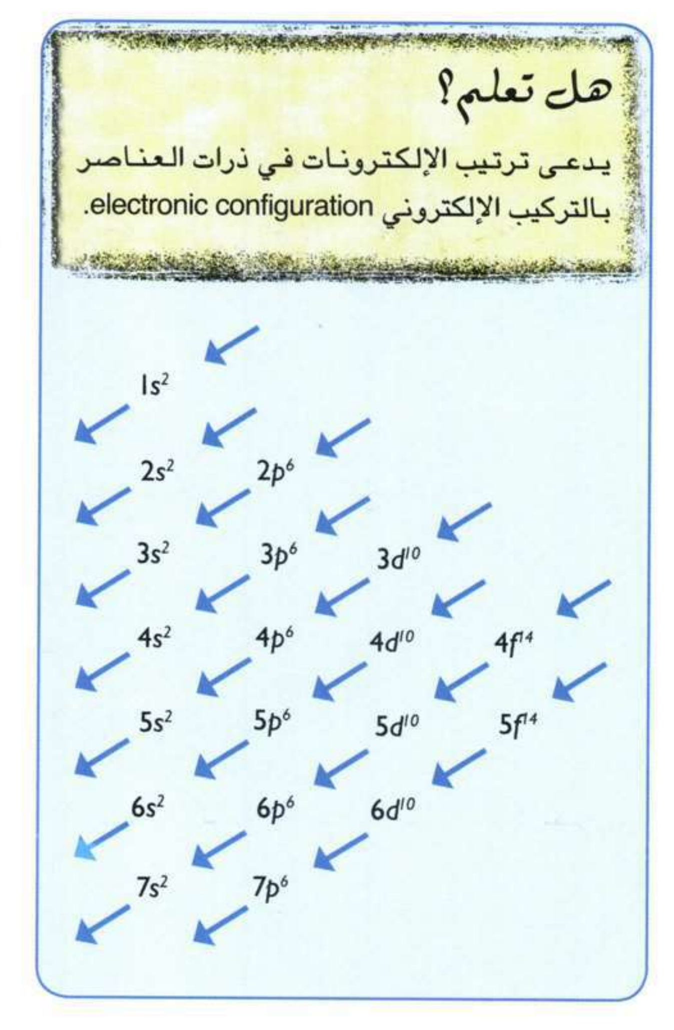
يحدث في الترابط الأيوني ionic bond أن تزاح إلكترونات إحدى الذرات أو تضاف إلى ذرة أخرى. ويؤدي الترابط الأيوني إلى جذب الأيونات الموجبة والسالبة إلى بعضها بعضاً. وتوازن الشحنتان بعضهما فيتشكل مركب أيوني خالي من الشحنات. ويشكل الصوديوم والكلور ترابطاً أيونياً. ويحوي الصوديوم إلكترون تكافؤ واحد، بينما يحوي الكلور سبعة إلكترونات تكافؤ. ويعطي الصوديوم إلكترونه الحادي عشر فيصبح أيونة موجبة، ويستقبل الكلور ذلك الإلكترون ليصبح أيونة سالبة.



الترابط الهدروجيني

الترابط الهدروجيني hydrogen bond هو الترابط الكيميائي بين ذرة هدروجين وذرة ذات إلكترون سالب، كالأكسجين أو الفلور أو الآزوت، كذلك ينجذب الهدروجين نحو النهايات السالبة لجزيء مجاور. وتشكل الجزيئات ترابطاً بفضل تفاعلات قوية ثنائية القطب مزدوجة dipole-dipole interaction. ويوجد الترابط الهدروجيني في الهدروكسيدات والغضار.





هل تعلم؟

يدعى ترتيب الإلكترونات في ذرات العناصر بالتركيب الإلكتروني electronic configuration.

المعادن واللا معادن

المعادن metals واللا معادن non-metals هي أهم فئات العناصر. والمعادن مواد لامعة وناقلة جيدة للحرارة والكهرباء. واللامعادن هي عناصر ذات إلكترونات سالبة وغير قادرة على نقل الكهرباء، باستثناء واحد أو اثنين منها.

خواص المعادن

- تعد المعادن مواداً كتيمة opaque ولامعة lustrous.
- الكثير من المعادن لينة ductile وقابلة للطرق، ويمكن إعادة تشكيلها في أشكال جديدة من دون أن تنكسر.
- للمعادن نقاط غليان عالية.
- للمعادن قدرة شد tensile strength عالية ويمكن سكبها وقلبها إلى مختلف الأشكال، بعد تسخينها وإذابتها.
- من الأمثلة على المعادن: الحديد، والذهب، والفضة، والنحاس.



معادن

لا معادن

صلب

غاز

سائل

خواص اللا معادن

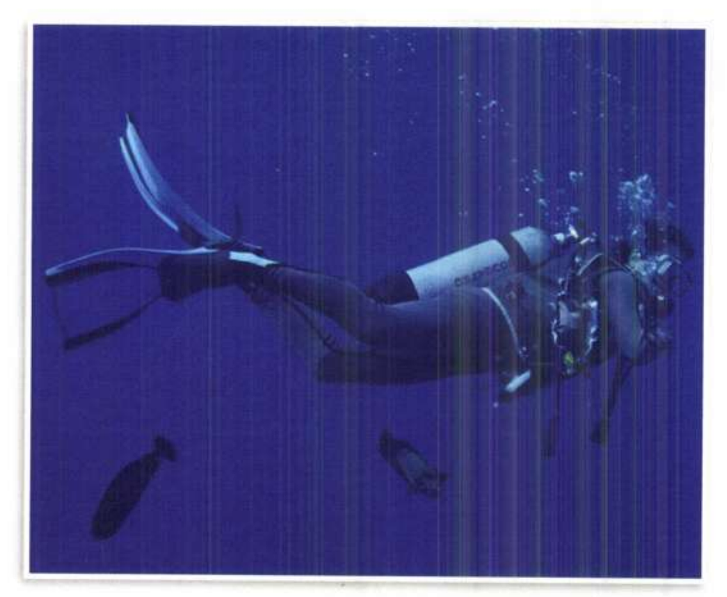
- يمكن للا معادن أن تكون صلبة أو سائلة أو غازية.
- غالباً ما تكون اللا معادن هشة، وليس لها إلا القليل من اللمعة المعدنية.
- للا معادن نقاط غليان منخفضة.
- يمكن للا معادن أن تكون شفافة أو شفانة (شفافة جزئياً).
- من الأمثلة على اللا معادن: الكبريت، والهدروجين، والفوسفور.

استخدامات المعادن

- تستخدم المعادن بكثرة في التطبيقات الصناعية.
- تصنع أجهزة المكروويف والبرادات وسخانات الماء والمكانس الكهربائية والحاسبات والوسائل الإلكترونية الأخرى من المعادن.
- تستخدم المعادن في أعمال البناء والنقل، وتكنولوجيا الفضاء، والأقمار الصناعية، والتطبيقات الطبية الحيوية.
- تستخدم المعادن في الزراعة، وفي إنتاج القدرة الكهربائية وتوزيعها.



تستخدم المعادن في صنع المكانس الكهربائية.



استخدامات اللا معادن

- يعد الأكسجين من اللا معادن وهو ضروري للتنفس.
- تستخدم اللا معادن في عمليات تنقية المياه.
- تستخدم اللا معادن في الأسمدة والألعاب النارية.
- تستخدم اللا معادن في صنع المراهم الطبية.

هل تعلم؟

الزئبق mercury هو المعدن الوحيد الذي يكون في حالته السائلة في درجة حرارة الغرفة.

استخراج المعادن

استخراج المعادن extraction of metals هو عملية فصل المعادن النقية عن حالتها الموجودة في الطبيعة. وتوجد المعادن في الأرض على شكل مركبات. وتعتمد طرائق استخراجها على تفاعلية reactivity المعدن. تستخرج المعادن شديدة التفاعل بعملية الكهرلة electrolysis، وتستخرج متوسطة التفاعل بعملية الاختزال reduction، أما المعادن القليلة التفاعل فتستخرج بعملية التسخين heating.



التعدين

التعدين metallurgy هو عملية استخراج المعدن من فلزه ore وتنقيته. وتشمل عمليات التعدين تركيز الفلزات، وتحويل الفلزات المركزة إلى أكسيدات، ومن ثمَّ تنقية المعادن. ويعتمد تركيز الفلزات على طرائق فيزيائية وكيميائية. ومن عملية التحويل الشيّ (أو التحميص) roasting، والتكليس calcination. وتتألف تنقية المعادن من عمليات الفصل بالصهر liquation، والكهرلة، والتقطير distillation.

خطوات التعدين

- التنقيب عن الفلز.
- سَحب الفلز.
- طحن الفلز وتحويله إلى حبيبات ناعمة.
- تركيز الفلز.

الفلزات

البوكسيت

الفلزات هي المصادر الصخرية الطبيعية التي يستخرج منها المعدن. ومن الفلزات الشائعة: البوكسيت bauxite (أكسيد الألومنيوم المائي)، والهماتيت hematite (أكسيد الحديد)، والزنك، وركاز الزنك zinc blende أو (كبريتيد الزنك)، والغالينا galena (كبريتيد الرصاص)، والزنجفر cinnabar (كبريتيد الزئبق). وعادةً ما تكون الفلزات من مركبات الأكسيدات أو الكبريتيدات.

التكليس

التكليس calcination هو عملية تحويل الفلز المركّز إلى أكسيد. وفي عملية التكليس يحمّى الفلز المركز إلى درجة عالية في غياب الهواء. يساعد ذلك على إزالة الشوائب الطيارة، مثل ثنائي أكسيد الكربون وثنائي أكسيد الكبريت والمواد العضوية والرطوبة؛ من الفلز.

$$Al_2O_3.2H_2O \xrightarrow{\text{(حرارة)}} Al_2O_3 + 2H_2O(g)$$

$$CuCO_3.Cu(OH)_2 \xrightarrow{\text{(حرارة)}} 2CuO + CO_2(g) + H_2O(g)$$

$$CaCO_3.MgCO_3 \xrightarrow{\text{(حرارة)}} CaO + MgO + 2CO_2(g)$$

تعويم الزَّبَد

تعويم الزبد froth flotation هو طريقة فيزيائية لتركيز الفلز، وهي تفصل مركبات المعدن عن المواد الصخرية غير المطلوبة. في هذه العملية يسحق الفلز أولاً، ثم يمزج بمادة تساعد على تماسك جزيئات المعدن، ثم يعامل الفلز بعامل إرغاء foaming agent وبالهواء لتشكيل فقاقيع، وتلتقط الفقاقيع العائمة على السطح جزيئات المركب المعدني المحاطة بالرغوة.



الشيّ (التحميص)



استخراج الحديد

الشي roasting هو عملية أخرى لتحويل الفلز المركّز إلى أكسيد. ففي الشَّي يسخَّن الفلز إلى درجة حرارة عالية مع وجود الكثير من الهواء، ويساعد ذلك على إزالة الشوائب كالرطوبة وثنائي أكسيد الكربون وثنائي أكسيد الكبريت والمواد العضوية.

$$\underset{\text{(غالينا)}}{Pbs} + 3O_2 \xrightarrow{\text{(حرارة)}} 2PbO + 2SO_2(g)$$

$$PbS + 2O_2 \longrightarrow PbSO_4$$

$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2(g)$$

$$ZnS + 2O_2 \longrightarrow ZnSO_4$$

$$PbS + 2O_2 \longrightarrow PbSO_4$$

الاختزال

الاختزال reduction عملية يُسخَّن فيها أكسيد المعدن إلى درجة أعلى من نقطة غليانه مما يسمح بتبخر المعدن واختزاله. يضم الزنك الناتج في عملية الشي إلى الكربون، ويسخنان إلى درجة حرارة 1100 مئوية.

$$ZnO(s) + CO(s) + \text{(حرارة)} \longrightarrow Zn(g) + CO_2(g)$$

التنقية

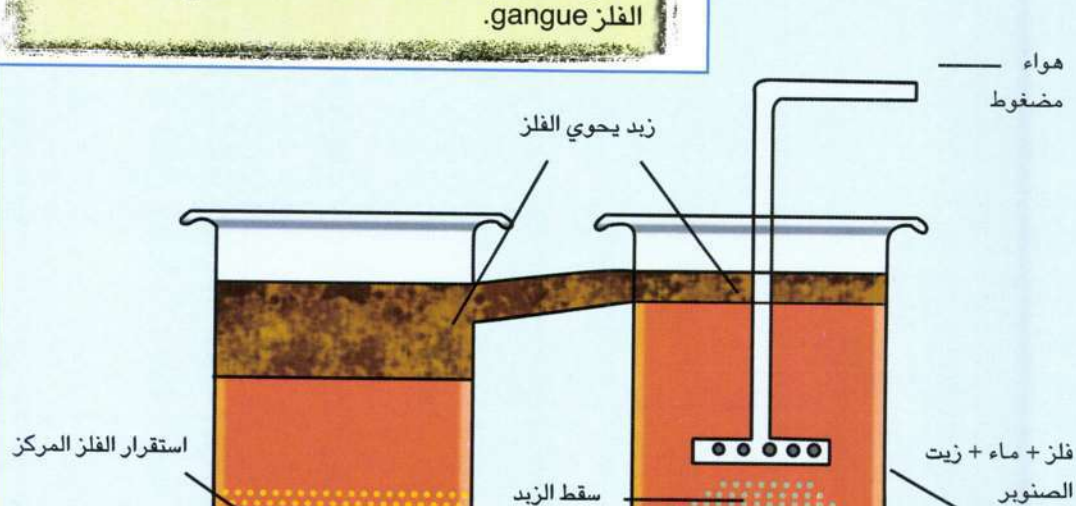
التنقية refining هي آخر عمليات استخلاص المعدن حيث تزال فيها الشوائب الناتجة عن عمليات الشي والاختزال. بحل الزنك الناتج عن عملية الشي في حمض الكبريت، ويضاف إليه مسحوق الزنك ليحل محل الشوائب.

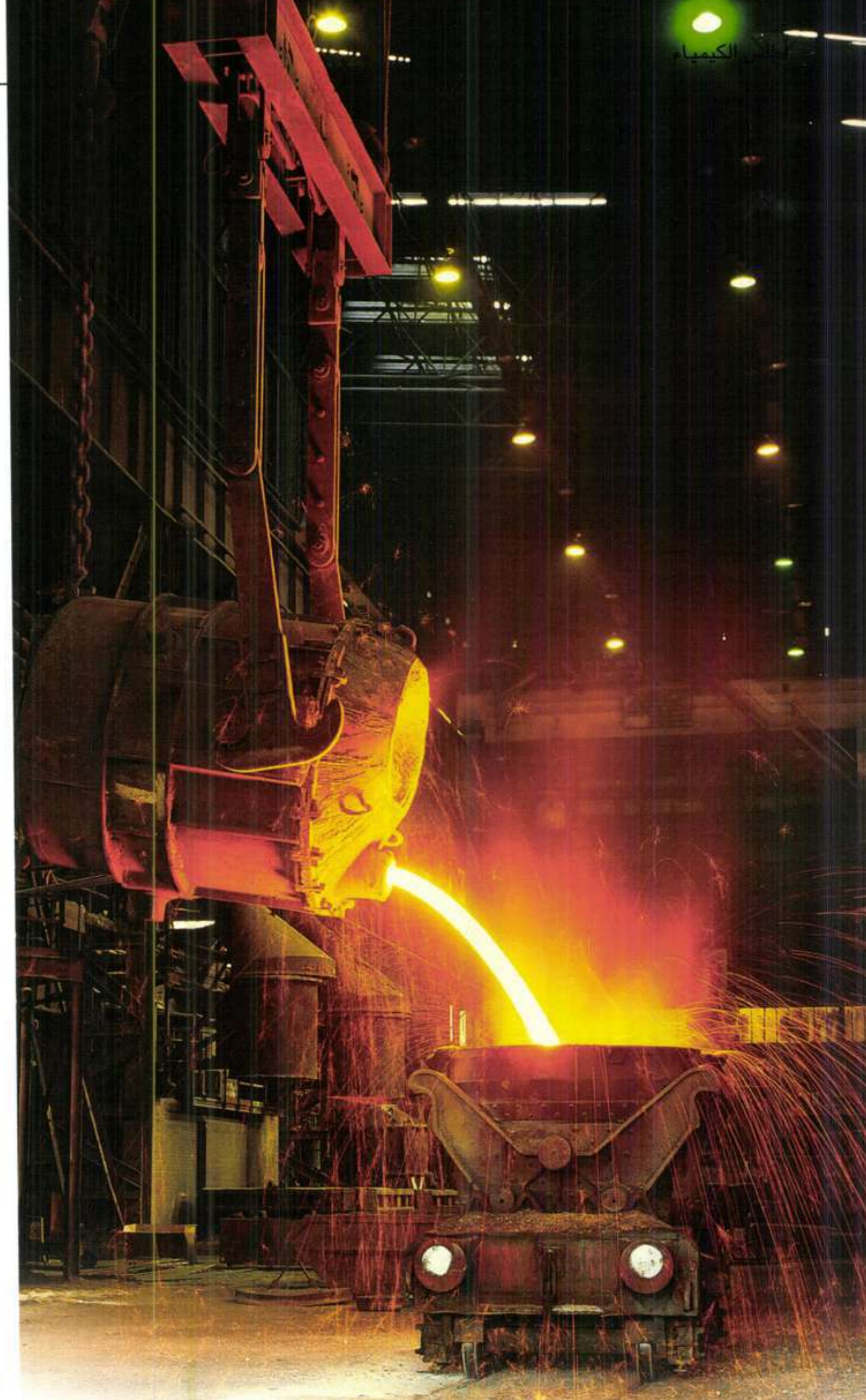
$$ZnO(s) + CO(s) + \text{(حرارة)} \longrightarrow Zn(g) + CO_2(g)$$

حيث يحوي (Zn1) الناتج عن عملية الاختزال مادتي الكادميوم والرصاص اللتين يتم نزعهما بالتقطير المجزأ.

هل تعلم؟

تدعى الشوائب الغريبة غير المطلوبة في الفلز بسَقط الفلز gangue.





برونز المدافع

برونز المدافع gunmetal هو سبيكة من النحاس والقصدير والتوتياء وهو نوع من البرونز المقاوم للتآكل بسبب البخار والماء المالح. وقد استخدم برونز المدافع لمدة 2000 عام على الأقل بسبب قوته وميزاته السكبية. ويستخدم بكثرة في صنع المحامل bearings، وأكمام التضييق bushes، والمضخات وتجهيزاتها، والصمامات وأجهزتها ومؤشراتها، وفي صب التماثيل الحديثة. وقد صنع تمثالا بوبي مور Bobby Moore ونلسون مانديلا Nelson Mandela في المملكة المتحدة من برونز المدافع.

الفضة الألمانية

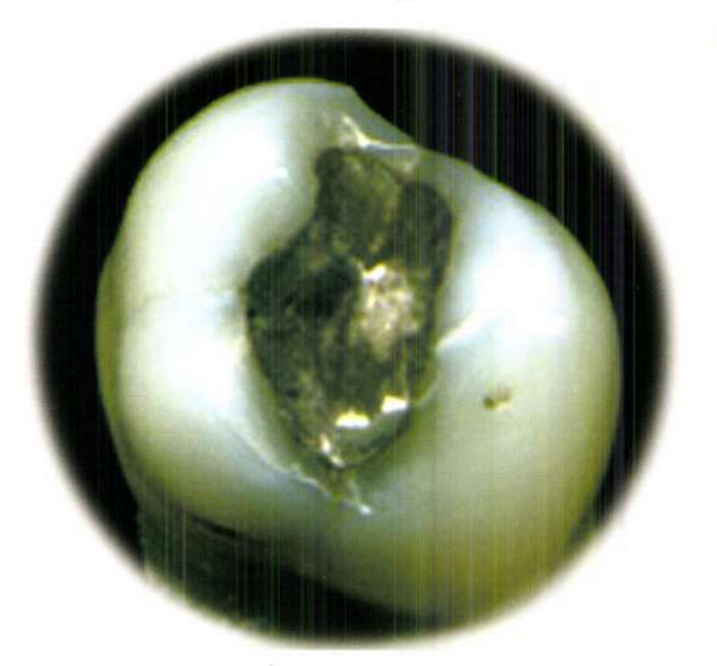
الفضة الألمانية Nickel Silver هي سبيكة من النحاس والتوتياء والنيكل. وقد أطلق عليها هذا الاسم بسبب شكلها مع عدم احتوائها على الفضة. وأحياناً يضاف القصدير والرصاص إلى الفضة الألمانية. وتستخدم الفضة الألمانية في صنع الآلات الحادة المغطاة بطبقة من الفضة؛ وفي صنع الزِّمامات المنزلقة (السَّحَابات)، والآلات الموسيقية. كما تستخدم كأساس معدني في الأشياء التي يراد طلاؤها بالفضة. وللفضة الألمانية تسميات مختلفة حيث تدعى: فضة النيكل أو باكتونغ، أو الفضة الجديدة، أو الألبكّة.

السبائك

السبائك (أو الخلائط) **alloys** مواد معدنية تتألف من أحد المعادن وعنصر آخر. وتكون معظم المعادن ضعيفة وطرية في شكلها الأصلي، لذا فهي تمزج بمعادن أخرى لتقويتها وتقسيتها. يمزج مثلاً النحاس والقصدير للحصول على البرونز **bronze**. ومن أمثلة السبائك الأخرى: الصُّفر أو النحاس الأصفر **brass**، والكوبرونيكل **cupronickel**، والفولاذ اللاصدوء (ستينلس ستيل) **stainless steel**، والدورالومين **duralumin**.

المَلغَم

الملغم amalgam هو سبيكة من الزئبق ومعدن آخر أو معدنين. ويستخدم بكثرة في الحشوات السنية. ويستخدم أطباء الأسنان الفضة وملغم معدني آخر لملء التجاويف السنية.



ملغم مستخدم في حشي الأسنان.

سبيكة بريتانيا

سبيكة بريتانيا Britannia metal هي سبيكة من القصدير والإثمد، ولها شكل أبيض فضي. وتستخدم سبيكة بريتانيا في صنع حوامل الآلات، وكأساس للطلاء بالفضة.



حوامل الآلات

الفولاذ اللا صدوء

الفولاذ اللا صدوء أو الستينلس ستيل stainless steel هو سبيكة من الحديد والكروم. وهو أحد أشكال الفولاذ المقاوم للصدأ والتلون والتآكل. ومحتوى السبيكة من الكروم يعطيها لمعة الفولاذ. وهذا النوع من الفولاذ قليل التكلفة، وقابل للتدوير. ويستخدم في صنع الأواني المطبخية، والعدد الجراحية كالمباضع.



تصنع الأدوات الجراحية من الفولاذ اللا صدوء.

هل تعلم؟

الدورالومين duralumin سبيكة خفيفة الوزن تصنع من الألومنيوم والنحاس والمغنيزيوم. ويستخدم الدورالومين في صناعة العوارض المعدنية للمناطيد ومكوناتها.

الحموض

الحموض acids هي مجموعة من المركبات الكيميائية ذات خواص معينة. وتوجد الكثير من الحموض في الطبيعة، ويلعب بعضها دوراً مهماً في الحياة. ويمكن للحموض أن تكون غازات أو سوائل أو مواد صلبة. وإذا انحل الحمض في الماء فإنه يشكل محلولاً ويطلق شاردة هدروجين.



خواص الحموض

- ذات طعم حمضي.
- ذات رائحة لاذعة.
- قادرة على إحلال الكثير من المعادن فيها.
- لها درجة حموضة PH أقل من (7).
- تسبب تآكل المعادن.
- تحول الحموض ورق عباد الشمس الأزرق blue litmus paper إلى اللون الأحمر.
- تطلق البروتونات، وتستقبل زوجاً من الإلكترونات.
- تسبب شعوراً بالحرقة عند تماسها مع الجلد.

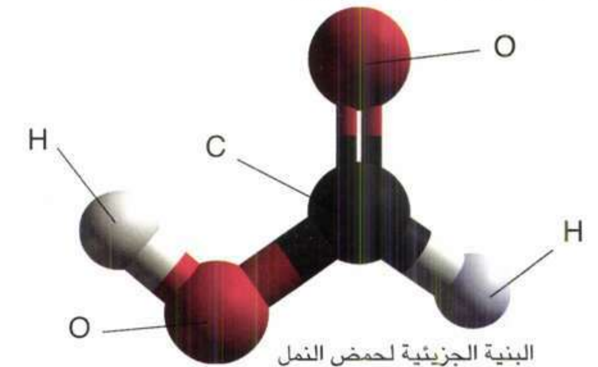
سلم الحموضة

يستخدم سلم الحموضة PH scale لتحديد خواص محلول ما، والكشف عما إذا كان المحلول حمضياً أو قلوياً أو حيادياً. ويتدرج سلم الحموضة من الصفر إلى (14)؛ حيث يرمز كل رقم إلى عدد أيونات الهدروجين الموجبة في المحلول. وتكون درجة حموضة المحلولات الحيادية (7)، أما المحلولات الحمضية ففيها درجة حموضة أقل من (7)، بينما تدل الدرجة فوق (7) على أن المحلول قلوي.

أنواع الحموض

هنالك فئتان رئيستان من الحموض هما:

- **الحموض القوية strong acids:** هي تلك التي لا تحوي ذرات كربون. وتستخدم هذه الحموض في إنتاج المواد الكيميائية الأخرى والمتفجرات والأسمدة والدهانات واللدائن والألياف التركيبية. وتعرف الحموض القوية أيضاً بالحموض اللا عضوية inorganic acids. ومن أكثر الحموض القوية منفعةً: حمض الكبريت، وحمض الفوسفور، وحمض كلور الماء، وحمض الآزوت.
- **الحموض الضعيفة weak acids:** هي تلك التي تحوي ذرات كربون في تركيبها. وهي لا تنحل تماما في الماء. إلا أن معظم الحموض العضوية تنحل في محلولات عضوية. وتستخدم الحموض الضعيفة في صناعة المشروبات، ومواد التجميل والصابون والمنظفات والأغذية واللدائن والعقاقير. كما تعرف الحموض الضعيفة باسم الحموض اللا عضوية organic acids ومن أشهر الحموض الضعيفة: حمض النمل، وحمض الخل، وحمض اللبن، وحمض الليمون.



البنية الجزيئية لحمض النمل

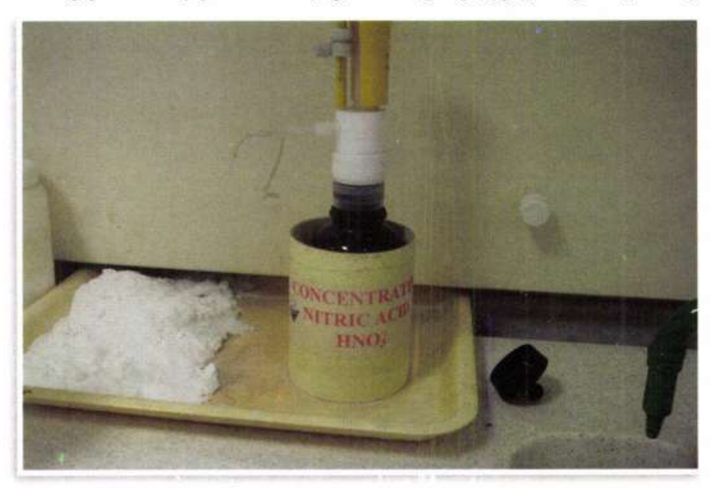
حمض الليمون

تدعى الحموض التي توجد في ثمار الحمضيات بحمض الليمون citric acid. وهي تعطي مذاقاً حامضاً للفواكه والخضار التي توجد فيها كالبرتقال واليوسفي والليمون. ويعد حمض (أو حامض) الليمون حافظاً طبيعياً، ويستخدم لإعطاء نكهة حامضة للأغذية والمشروبات. كما يستخدم في تركيب جميع الأقراص الفوارة التي تباع في الصيدليات، ويدخل كذلك في صناعة بعض المنظفات.



حمض الآزوت

حمض الآزوت أو النتريك nitric acid هو حمض سائل عديم اللون. وهو من أهم الحموض المستخدمة في صناعة الأسمدة الآزوتية، والتي تعد مصدراً غذائياً مهماً للنباتات. ويستخدم حمض الآزوت كذلك في صناعة اللدائن والأفلام التصويرية والأصبغة والنايلون ونترات الأمونيا ذات الدرجة المتفجرة.



حمض الكبريت

حمض الكبريت sulfuric acid هو حمض زيتي عديم اللون والرائحة. ويستخدم بكثرة في الصناعة، وفي تركيب البطاريات. وحمض الكبريت من أهم المكونات في معالجة مياه الصرف، وإنتاج الفلزات، وصناعة الأسمدة.



هل تعلم؟

يستخدم ورق عباد الشمس litmus paper كدليل على وجود حمض أو قلوي أو غيابهما في سائل؛ وذلك بتغيير لونه عندما يوضع في السائل.

الأسس والقلويات

الأسس bases والقلويات alkalis هي مركبات كيميائية. الأساس هو مركب كيميائي قادر على تحييد عمل الحموض. والقلوي هو أساس سهل الانحلال في الماء. ومن الأمثلة على الأسس والقلويات: كربونات الكالسيوم وماءات المغنيزيوم.



خواص الأسس

- للأسس درجة حموضة PH أعلى من (7).
- تحول الأسس ورق عباد الشمس إلى اللون الأزرق.
- معظم الأسس غير قابلة للانحلال.
- عادة ما تكوّن الأسس أكسيدات المعادن أو ماءات المعادن أو كربونات المعادن أو كربوهدرات المعادن.
- يمكن للأسس القوية أن تسبّب حدوث احمرار أو بثرات على الجلد إن مسته.

خواص القلويات

- تطرح القلويات شوارد الماءات OH^- حين تنحل في الماء.
- للقلويات طعم مر، وملمس زيتي.
- تتسبب بعض القلويات المركّزة بالحت والتآكل، ويمكن أن تهاجم المعادن، وتؤذي البشرة.

تفاعل الحمض والأساس

حين يتفاعل حمض مع أساس ينتج عن تفاعلهما توقف عمل كل منهما (تحييد neutralizing الخواص الحمضية والأسية)، كما يؤدي التفاعل إلى إنتاج ملح. كذلك يؤدي التفاعل إلى طرح شاردة الهدروجين الموجبة $H^{(+)}$ من الحمض وشاردة الهدروكسيل السالبة $OH^{(-)}$ من الأساس إلى إنتاج ماء. ويَنْتُجُ مركب كيميائي يدعى الملح من اتحاد شاردة الهدروجين الموجبة بشاردة الهدروكسيل السالبة. فمثلاً يؤدي تفاعل حمض كلور الماء مع ماءات الصوديوم إلى إنتاج ملح الطعام NaCl.

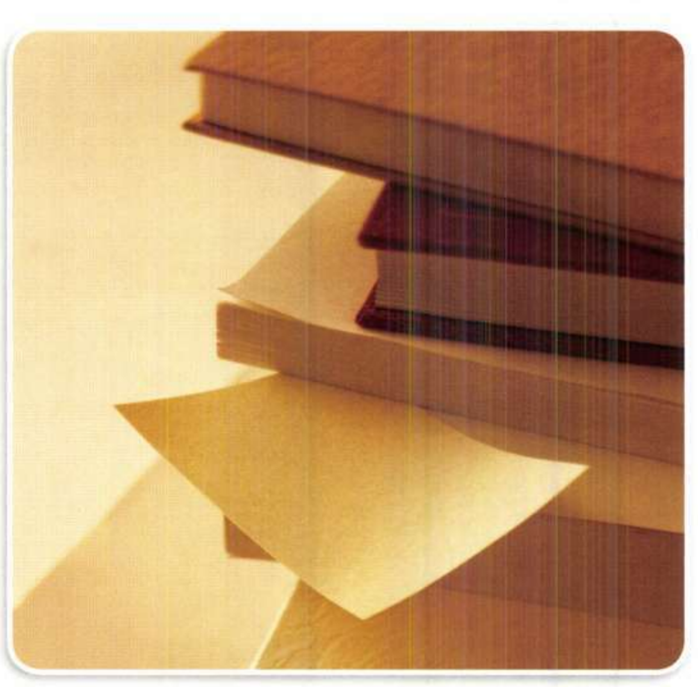
$$HCl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$$

حمض أساس ماء ملح



استخدامات الأسس والقلويات

- تستخدم الأسس في مواد التنظيف المنزلية بسبب خاصيتها في التفاعل مع الزيوت والدهون.
- تستخدم أيضاً الكثير من الأسس في صناعة الورق واللدائن والأصبغة والدهانات.
- توجد الأسس والقلويات الضعيفة في معاجين الأسنان والحبوب المضادة للحموضة وخميرة الخبز.



تستخدم الأسس في صنع الورق.

البوراكس

البوراكس (أو البورق) borax أساس وقلوي في الوقت نفسه. وهو معدن طبيعي يوجد على أعماق كبيرة تحت سطح الأرض. يوجد البوراكس على شكل بلورات بيضاء اللون عديمة الرائحة. ويستخدم البوراكس في الكثير من الأغراض الصناعية، وفي المنزل كمضاد للعفونة، وحافظ، وقاتل للحشرات، ومبيد أعشاب، ومطهِّر.



بلورات البوراكس

ماءات الصوديوم

ماءات الصوديوم sodium hydroxide أساس معدني يعرف باسم الصودا الكاوية caustic soda. وهي مادة صلبة بيضاء بلورية، عديمة الرائحة في درجة حرارة الغرفة، وتوجد في الكثير من منتجات التنظيف المنزلية. وتستخدم ماءات الصوديوم بكثرة في صناعة الصابون والحرير الصنعي والورق والأصبغة والمشتقات النفطية.



حبيبات ماءات الصوديوم

هل تعلم؟

يعد ماء الجير lime water قلوياً، وهو ماءات كالسيوم مشبعة، وتستخدم مضاد للحموضة وقابض للأمعاء.

المحفِّزات والأنزيمات

المُحفِّز catalyst مادة كيميائية تسرِّع التفاعل الكيميائي، ولكن لا يحدث فيها أي تغيير جراء هذا التفاعل. وتدعى عملية تسريع التفاعل الكيميائي باستخدام المحفِّز بالتحفيز catalysis.

الأنزيمات enzymes هي محفزات توجد بشكل طبيعي في كافة الكائنات الحية. وتتألف الأنزيمات من بروتينات وهي ضرورية لحياتنا، وهي تقوم بالعديد من التفاعلات الكيميائية الحيوية المهمة في أجسامنا.

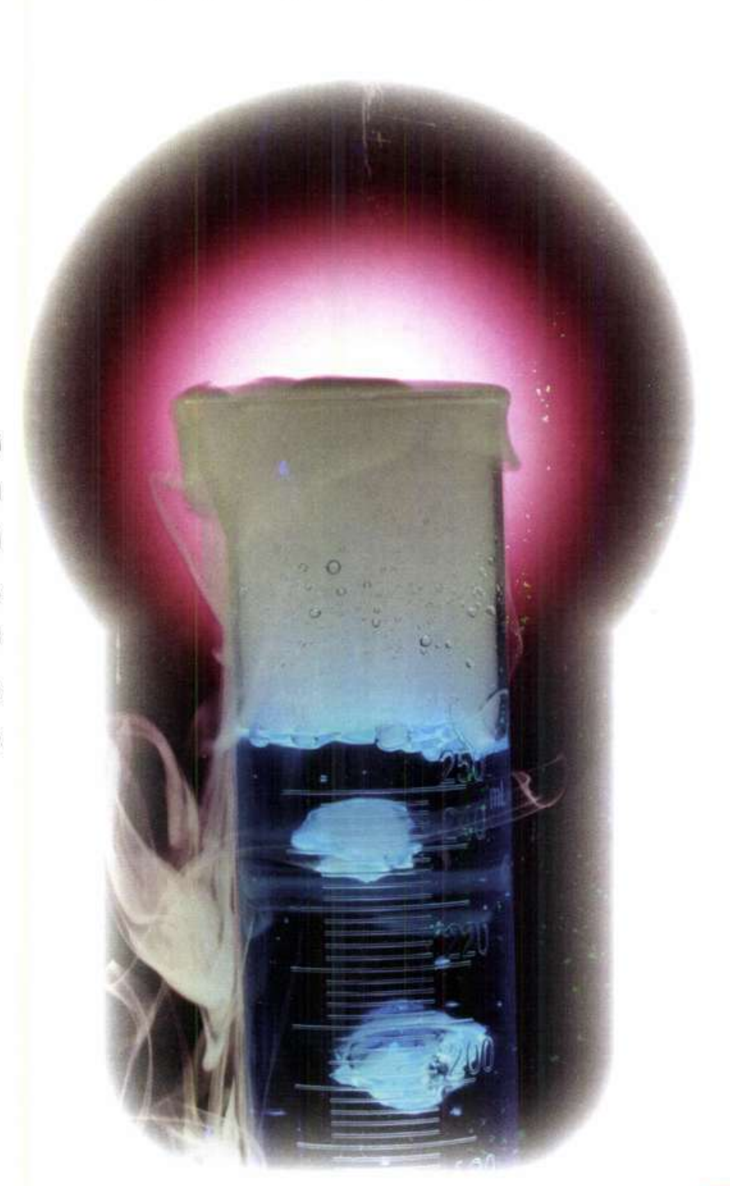
خواص المحفِّز

- تقلل المحفزات من طاقة التنشيط activation energy ، وهي كمية الطاقة التي يجب التغلب عليها لكي يتم التفاعل الكيميائي.
- الوحدة الدولية لقياس النشاط التحفيزي هي الكاتال katal وتساوي جزيء غرامي في الثانية.
- كما يمكن وصف النشاط التحفيزي بنسبة الدورات إلى العدد turn over number (TON).
- أما الكفاءة التحفيزية فتقاس بالدورات على التردد (TOF).

المحفِّزات السلبية

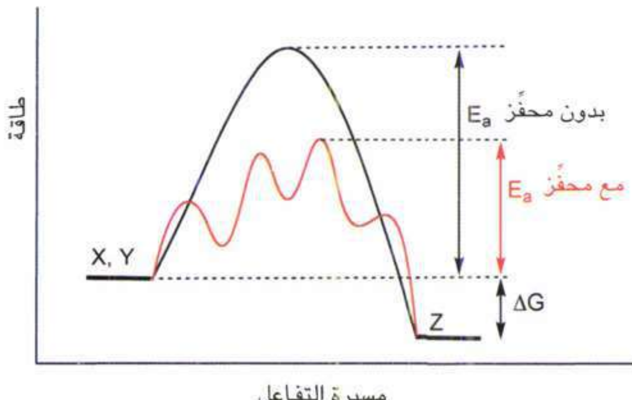
تقلل المحفِّزات السلبية negative catalysts من سرعة التفاعل الكيميائي بدلاً من أن تسرعه، ويُعرف المحفِّز السلبي أيضاً باسم المثبِّط inhibitor. وتلعب المحفِّزات السلبية دوراً كبيراً في الطب؛ حيث تفيد في علاج الأمراض الذهنية، وارتفاع ضغط الدم، والسرطان والكثير من العلل الأخرى.





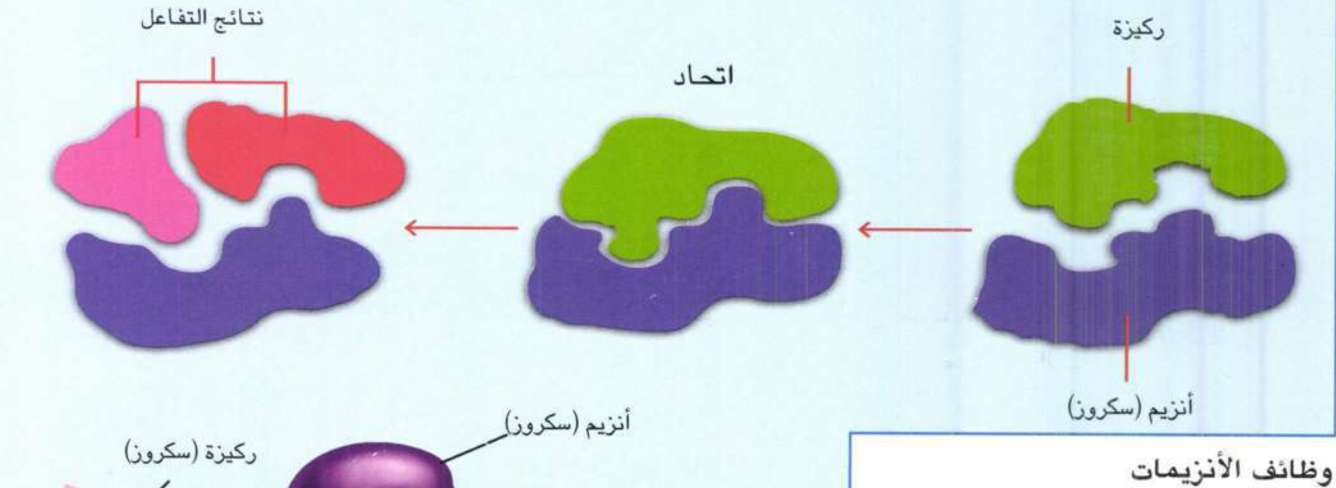
الحموض البروتونية

الحموض البروتونية proton acids هي من أكثر المحفِّزات استخداماً، ولا سيما في التفاعلات التي تشتمل على الماء. كما يستخدم معدن البلاتين كمحفِّز في الكثير من التفاعلات الكيميائية، لاسيما تلك التي تتعلق بالهدروجين. كذلك تستخدم بعض المعادن الانتقالية transition metals مثل التوتياء والكادميوم والزئبق كمحفزات في التفاعلات الكيميائية.



مجموعة الأنزيم والركيزة

تدعى المواد الحيوية التي يعمل عليها الأنزيم بالركائز **substrates**. وتتطابق الركيزة والأنزيم معاً كما يتطابق المفتاح مع القفل. ويدعى اتحاد الأنزيم والركيزة بمجموعة الأنزيم والركيزة **enzyme-substrate (ES) complex**. وبعد أن يتَّحدا يبدأ عمل الأنزيم؛ حيث تتغير الركيزة بفعل الأنزيم بأن تتجزأ أو تنضم إلى جزيء آخر لتشكيل منتج جديد.



أنزيم (سكروز)
ركيزة (سكروز)
موقع نشط
فروكتوز
غلوكوز
1 الأنزيم والركيزة موجودان
4 إطلاق المنتجات
مجموعة أنزيم وركيزة
3 الركيزة تتحول إلى منتجات
2 ركيزة مرتبطة بالأنزيم
H_2O +

وظائف الأنزيمات

- للأنزيمات دور في عملية الهضم التي تحدث في معدتنا وأمعائنا.
- تفتِّت أنزيمات معينة جزيئات غذائية كبيرة كالبروتينات والدهون والكربوهدرات إلى جزيئات أصغر.
- توجه بعض الأنزيمات الجزيئات الصغيرة المفتتة عبر الجدار المعوي نحو مجرى الدم.
- تساعد الأنزيمات في وظائف أخرى كثيرة؛ مثل حفظ الطاقة أو إطلاقها، وفي عمليات التناسل والتنفس والكثير غيرها.
- تشمل التطبيقات الصناعية والطبية للأنزيمات تخمُّر الكحول، واختمار العجين، وتخثر الجبن وصناعة الجعة.
- تستخدم الأنزيمات أيضاً في القضاء على المتعضِّيات الدقيقة المسبِّبة للأمراض، وشفاء الجروح، وتشخيص بعض الأمراض.

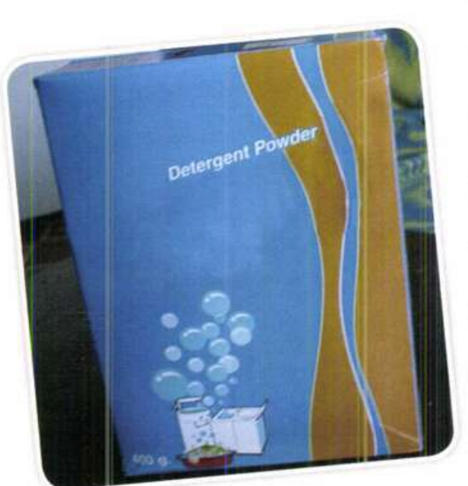
أنواع الأنزيمات

- تحتاج بعض الأنزيمات إلى مكونات إضافية غير بروتينية لكي تبدي نشاطها الشامل، وتدعى هذه العناصر غير البروتينية بالعوامل التميمية cofactors.
- يدعى الأنزيم الكامل النشاط بالأنزيم التام أو الكامل holoenzyeme.
- في غياب العامل التميمي يدعى البروتين الذي لم يعد نشطاً بعد بصميم الخميرة apoenzuyme.
- يمكن للعامل التميمي أن يكون حديداً أو نحاساً أو مغنيزيوم أو نوعاً معيناً من جزيء الركيزة يدعى تميم الخميرة coenzyme.

هل تعلم؟

سم المحفِّز catalyst poison هو مادة تقلل من فعالية المحفِّز في التفاعل الكيميائي.

الصابون ومساحيق الغسيل



الصابون soap ومساحيق الغسيل detergents هي من مواد التنظيف. وتتفاعل هذه المواد مع الماء فتسبب إزالة الأجسام الغريبة كالغبار والجراثيم من المواد الصلبة كالقماش أو البشرة. ويصنع الصابون من الزيوت والدهون الموجودة في النباتات والحيوانات، أما مساحيق الغسيل فتصنع من الزيوت المعدنية كالنفط أو مركبات الفحم.

خواص الصابون

- يصنع الصابون من أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم الغنية بالأحماض الدهنية؛ كحامض الستياريك acid stearic، وحمض النخيك palmitic acid، وحمض الزيتين oleic acid.
- يحوي الصابون سلسلة هدروكربونية طويلة يتصل فيها 10-20 جزيئاً كربونياً بمجموعة واحدة من الحمض الكربوكسيلي carboxylic acid group.
- يمكن للصابون أن يكون مشبعاً saturated أو غير مشبع unsaturated. وتحوي الحموض الدهنية المشبعة كالحمض الستياري والحمض النخيلي رابطة واحدة في جزيئاتها. أما الحموض الدهنية غير المشبعة كحمض الزيتين وحمض اللينولين linoleic acid فتحوي رابطة مزدوجة أو أكثر.
- ينتج الصابون الرغوة scum، لذا لا يمكن استخدامه في الماء الثقيل.
- لا يتمتع الصابون بخاصية تنظيف قوية كما في مساحيق الغسيل.
- الصابون من المواد الصديقة للبيئة لأنه يتحلل بالبكتريا biodegradable.

أنواع الصابون

صابون المغسلة toilet soap، وصابون الغسيل laundry soap، هما نوعان من أنواع الصابون. ويصنع صابون المغسلة من دهون وزيوت ذات جودة عالية، وتضاف إليه العطور الثمينة. ولا يحوي صابون المغسلة مواد مالئة أو محتوى قلوياً لكيلا يسبب الضرر بالبشرة.

ويصنع صابون الغسيل من دهون وزيوت أرخص ثمناً، وتضاف إليه عطور أرخص، وهو يحوي على مواد مالئة، ومحتوى قلوياً حراً.



صابون المغسلة



صابون الغسيل





أنواع مساحيق الغسيل

- تصنع مساحيق الغسيل التركيبية من البترول وحمض الكبريت.
- يدخل في تكوين مساحيق الغسيل أملاح الصوديوم والبوتاسيوم من سلسلة حمض ألكيل البنزين السلفوني alkyl benzene sulphonic acid الطويلة.
- تمتاز المساحيق التركيبية بقدرة أكبر على التنظيف من الصابون.
- المساحيق التركيبية أكثر انحلالاً بالماء من الصابون.
- تشكل مساحيق الغسيل الكثير من مشاكل تلوث الماء، وخطراً على الحياة المائية.
- يتم عمل التنظيف بالمساحيق عن طريق المعامِلات السطحية surfactants.
- معظم مساحيق الغسيل لا تتحلل بالبكتريا لذا فهي لا تعد صديقةً للبيئة.







هل تعلم؟

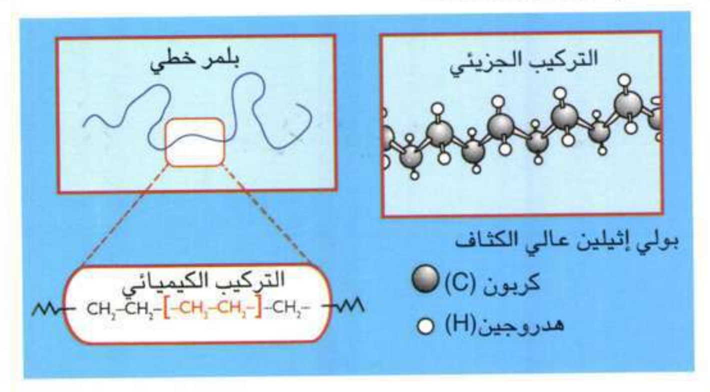
المتذبلات micelles هي مجموعة من البنى المركبة لعدة جزيئات صابون تحيط بالغبار والشحوم.

البُلِمرات

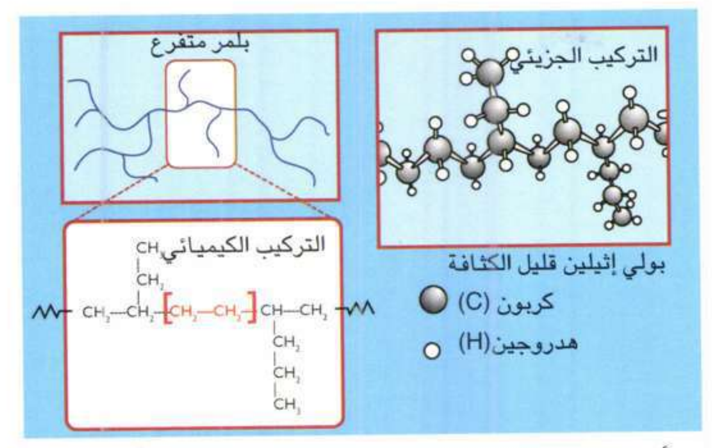
البلمرات polymers هي مركبات معقدة توجد بشكل طبيعي أو تصنَّع، وتتألف من جزيئات كبيرة. وتتألف كل من هذه الجزيئات الكبيرة من الكثير من الجزيئات الأصغر. تدعى الجزيئات الكبيرة بالجزيئات الكبروية macropolymers، وتدعى الجزيئات الصغيرة بالموحودات monomers.

تصنيف البلمرات حسب بنيتها

تصنف البلمرات إلى ثلاث مجموعات بحسب بنيتها: البلمرات الخطية linear، والبلمرات المتفرعة branched، والبلمرات المتصالبة cross-linked.

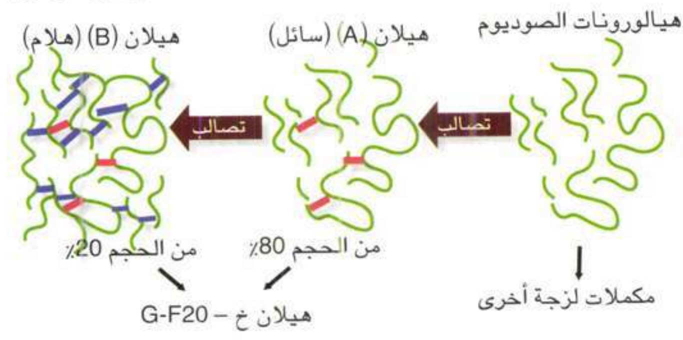


تتألف البلمرات الخطية من سلسلة طويلة ومتتابعة من الموحودات البسيطة.



وتتألف البلمرات المتفرعة من سلسلة من سلاسل أصغر تتفرع عن الخط الرئيس.

أما البلمرات المتصالبة فلها بنية متشابكة مما يجعلها أقوى وأكثر مرونةً.



البلمرات المتجانسة والبلمرات المشتركة

البلمرات المتجانسة homopolymers هي بلمرات تتألف من نوع واحد من الموحودات. أما البلمرات المشتركة copolymers فتحوي أكثر من نوع واحد من الموحودات. ويمكن للبلمرات المشتركة أن تكون طبيعية أو صناعية.

ومن أشهر أنواع البلمرات المشتركة: مطاط الستايرين بوتادين SBR، ومطاط النتريل، وأكريلونتريل الستايرين، ولدائن أكريلونتريل ستايرين بوتادين ABS، وستايرين إيزوبرين ستايرن SIS واستات فينيل الإيثيلين.



قفاز نتريت للاستعمال الوحيد.

خواص البلمرات

- تشكل عازلاً حرارياً وكهربائياً جيداً.
- مقاومة للمواد الكيميائية.
- خفيفة الوزن.
- سهلة التشكيل، ويمكن تحويلها إلى أي شكل.
- قوية ومرنة.
- يمكنها أن تلتحم ببعضها.

البلمرات المتجانسة:

A + A + A... --------> A A A ...

البلمرات المشتركة:

A + B + A... --------> A B A...



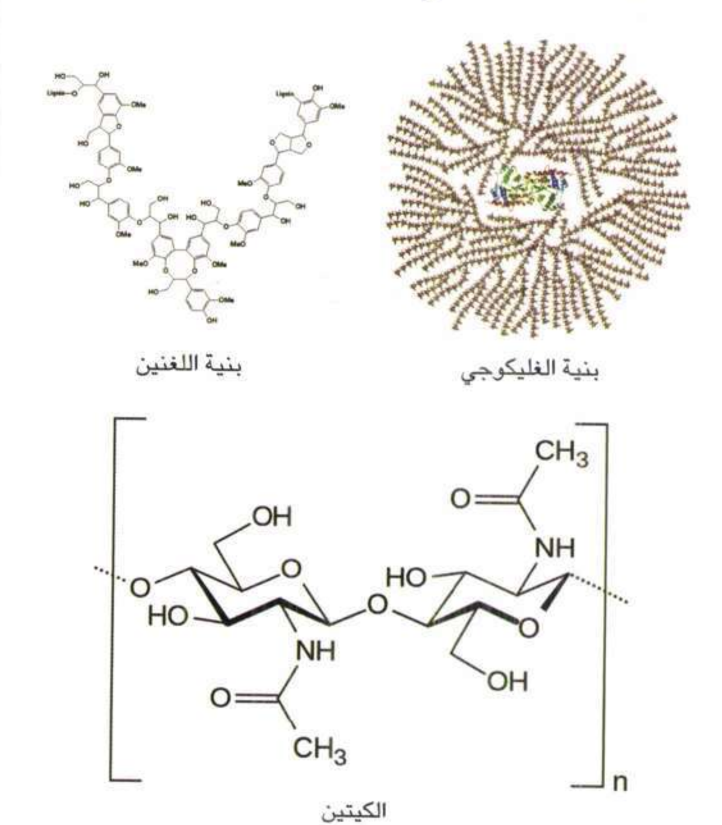
البلمرة

تدعى العملية الكيميائية التي تضم عدة موحودات لتشكل بلمر أو مركب بلمري بالبلمرة polymerization. وتدعى كل قطعة مفردة من الموحود تدخل في تركيب البلمر بالوحدة المكررة repeat unit أو بقايا الموحود monomer residue.

بلمرة الألكين حيث يعاد تشكيل كل رابطة مزدوجة لموحود الستايرين كرابطة مفردة لكل موحود ستايرين آخر لصنع البولي-ستايرين.

البلمر البيولوجي

البلمرات البيولوجية biopolymers هي بلمرات تتألف من أشياء حية. وهي بلمرات قابلة للتحلل البيولوجي؛ لأن إنتاجها يعتمد على مواد نباتية أو حيوانية. ومن الأمثلة المعروفة على البلمرات البيولوجية النشاء والسيلولوز والبروتين والمطاط واللِغنين والكيتين والغليكوجين والهِميسيلولوز.



بنية الغليكوجي

بنية اللغنين

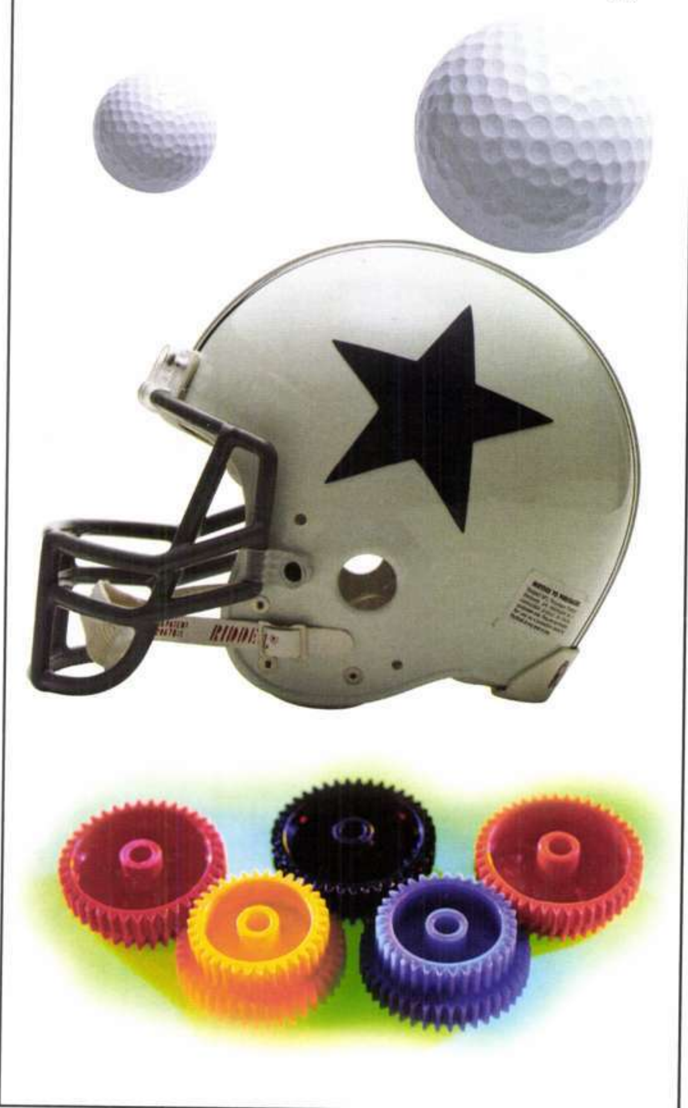
الكيتين



استخدامات البلمرات

من الاستخدامات الكثيرة للبلمرات:

- صناعة الأدوات الرياضية كالكرات والخوَذ.
- صناعة قطع السيارات.
- تستخدم في الزراعة لتحسين صحة ونمو النبات.
- تستخدم في التطبيقات الطبية كصنع الصمامات الصناعية والأوعية القلبية.
- تدخل في تحسين التربة للحصول على منتوج زراعي جيد.



اللدائن

اللدائن (أو المواد البلاستيكية) **plastics** مادة بلمرية تصنع من البترول بضم مركباته وفق نسب مختلفة. وتتألف هذه المركبات من سلاسل طويلة من الجزيئات تدعى البلمرات، وتعد اللدائن من أكثر المواد الصناعية فائدةً.

خواص اللدائن

- يمكن تحويلها أو سكبها في مختلف الأشكال.
- اللدائن مواد صلبة ومتينة وطرية.
- لها ملمس مطاطي زلق.
- تتميز بالمرونة.
- عازلة جيدة للحرارة والكهرباء.
- خفيفة الوزن.
- صحية الاستخدام.
- غير قابلة للصدأ.
- سهلة التشكيل والتلوين.



أشياء مصنوعة من اللدائن.

مجموعات اللدائن

المجموعتان الرئيستان من اللدائن هما: اللدائن الحرارية التصلّب thermosetting، واللدائن الحرارية التلين thermoplastics وكما يدل اسميهما فإن اللدائن الحرارية التصلب هي لدائن صلبة، واللدائن الحرارية التلين هي لدائن طرية. وتعد اللدائن الحرارية التصلب ذات قدرة أكبر على مقاومة درجات الحرارة، وإذا تم تصنيعها فمن الصعب إعادة تشكيلها. من جهة أخرى فإن اللدائن الحرارية التلين سهلة التصنيع والإعادة والتشكيل.

ومن الأمثلة على اللدائن الحرارية التصلب أجسام القوارب، ومزالج الطائرات المائية. أما اللدائن الحرارية التلين فأمثلتها كثيرة جداً ومنها: أكياس التسوق، ومفاتيح البيانو، ومختلف قطع السيارات.



تصنع مفاتيح البيانو من اللدائن الحرارية التلين.

استخدامات اللدائن

- تستخدم اللدائن في القطاعات التحويلية والإنشائية.
- وتستخدم في صناعات التغليف لإنتاج الأكياس والعبوات.
- وتستخدم كذلك في صنع السجاد والحبال، ولعزل الكابلات والأسلاك، وبناء أطر الأسقف والأبواب والنوافذ.
- وتستخدم في الوسائل الإلكترونية كالغسالات والثلاجات والهواتف الخليوية والأرضية.
- وتستخدم في صنع المعدات الرياضية والألعاب والكثير من أدوات المنزل كحافظات الطعام ومغلفات الطعام.



هل تعلم؟

مع إعادة تسخين اللدائن فإنها تعود إلى شكلها الأصلي المسطح ما لم يفرط في تسخينها أو إتلافها. ويدعى ذلك بالذاكرة اللدائنية plastic memory.

المنتجات اللدائنية

تصنع المنتجات اللدائنية من الراتنجات التي تكون على شكل حبيبات أو مسحوق أو سائل. وتذاب الراتنجات عند تسخينها لتصبح سائلاً، ثم تخضع لإحدى سبع عمليات مختلفة لكي يتم تحويلها إلى منتجات مختلفة، وتشمل هذه العمليات: القولبة molding، والسكب casting، والبثق (أو التنبيط) extrusion ، والصقل (أو التمليس) calendering، والتصفيح (أو الترقيق) laminating، والإرغاء foaming، والتشكيل الحراري thermoforming.



راتنج

فئات اللدائن

1 . ترفثالات البولي إثيلين terephthalate polyethylene :PETE: وتوجد في زجاجات المضمضة، والزيوت النباتية، والماء، والمشروبات الخفيفة، وعلب الزبدة.

2 . البولي إثيلين عالي الكثافة high density polyethylene: ويوجد في زجاجات العصير، وأباريق الحليب، وعبوات المنظفات المنزلية، والشامبو، وأكياس النفايات، وأكياس التسوق، وزجاجات زيت المحرك، وعلب الزبدة، ولبن الزبادي.

3 . الفينيل PVC (vinyl): ويوجد في النوافذ، وقوارير الشامبو، والمنظفات، وزيت الطهي، وبخاخات تنظيف الزجاج، وأغلفة الأسلاك، والمعدات الطبية، والأنابيب.

4 . البولي إثيلين القليل الكثافة low density polyethylene: ويوجد في أكياس التسوق، وأطباق الطعام المجمد، وأكياس المصابغ، والأثاث، والسجاد، والملابس، والزجاجات القابلة للضغط.

5 . البولي بروبيلين PP (polypropylene): ويوجد في زجاجات الكتشب، وقوارير الشراب، والدواء، وبعض عبوات لبن الزبادي وأعواد الامتصاص (شلمون).

6 . البوليستيرين PS (polystyrene): ويوجد في أطباق البيض وصواني اللحم والأطباق والأكواب ذات الاستخدام الواحد، وعبوات الوجبات الخارجية، وزجاجات الإسبيرين، وأغلفة الأقراص الليزرية المضغوطة (السيديات).

7 . فئات أخرى مختلفة توجد في النظارات الشمسية، وأقراص الدي-في-دي، وأجهزة آي-بود، والسترات الواقية من الرصاص، وصناديق الحاسبات، وزجاجات حليب الأطفال المتينة، والنايلون وبعض زجاجات الماء، وحاويات الطعام.

الألياف

الليف fiber مادة طويلة ورفيعة وخيطية الشكل. وتتميز الألياف بالمرونة، ويمكن غزلها على شكل خيوط وأنسجة.

مجموعات الألياف

تقسم الألياف إلى فئتين رئيستين:

- الألياف الطبيعية natural fibers: وتضم الألياف النباتية والحيوانية، ومن أمثلتها: القنَّب والقطن والحرير.



- الألياف الصنعية synthetic fibers: وهي ألياف من صنع الإنسان كالنايلون والبوليستر والألياف الأكريلية.

الألياف المسترجَعة

الألياف المسترجعة regenerated fibers هي ألياف مصنعة. وتعرف هذه الألياف بالألياف السللوزية لأنها مستخلصة من سلولوز القطن ولب الخشب. وتصنع الألياف المسترجعة من المواد الطبيعية بمعالجة هذه المواد لتشكل بنية ليفية. ومن الأمثلة على الألياف المسترجعة: الرايون، والأسِتات.



البوليستر



البوليَستر polyester ليف قوي يستخدم على نطاق واسع في صنع الأقمشة. وقد شكل ألياف البوليستر لأول مرة مجموعة من العلماء البريطانيين هم: ج. ر. وينفيلد، وج. ت. ديكسون، وو. ك. بيرتويتل، وك. غ. ريتشي سنة 1941. وقد عرف البوليستر في البداية باسم الترلين terylene. وكان أول إنتاج تجاري لمادة البوليستر من قبل شركة ديبون دو نيمور.

والبوليستر مادة متينة سهلة الغسيل، سريعة التجفيف. وهي مقاومة للتلف الكيميائي والبيولوجي كالتعفنات. أما هذه الأيام فإن أشهر استخدامات البوليستر هي في إنتاج زجاجات ترفثالات البولي إثيلين.

الكتان



الكتان linen ليف نباتي يصنع من ساق نبات الكتان. وكان الكتان من أول الألياف التي استخدمها الإنسان لصنع الخيوط والأنسجة. استخدم قدماء المصريين الكتان لصنع صداراتهم، كما استخدموا الكتان الثخين في صنع أشرعة سفنهم.

والكتان ناقل جيد للحرارة وذو قدرة امتصاص عالية يستخدم في صنع خيوط الحياكة وأربطة الأحذية، وخيوط تجليد الكتب، وخيوط صنارات الصيد، والمناديل القماشية، والمناشف ومفارش الطاولات، والملابس الداخلية، وقَبّات وأكمام القمصان.

هل تعلم؟

القنّب jute ليف نباتي طويل وطري، ويمكن غزله على شكل خيوط طويلة خشنة. ويستخدم القنب عموماً في صنع الأكياس والأنواع الرخيصة من الورق.

الليف الأكريلي

الليف الأكريلي acrylic fiber هو ليف تركيبي أو مصنَّع. ويصنع الليف التركيبي من مادة بتروكيميائية تدعى أكريلونِتريل acrylonetrile. يصنع من الليف الأكريلي خيوط رفيعة، ثم تقص هذه الخيوط ضمن أطوال متساوية شبيهة بصوف الحيوانات، ثم تغزل لتصنع منها الخيوط.

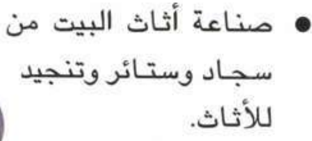
ويستخدم الليف الأكريلي كبديل للصوف؛ حيث تصنع منه الكنزات، وبذلات الرياضة، وبطانة الجزمات، والقفازات، وأقمشة الأثاث (لتنجيد الأرائك والقلاطق) والسجاد.



استخدام الألياف

استخدامات الألياف كثيرة منها:

- صناعة الأقمشة التي تدخل في صنع الملابس والأسِرَّة وما يماثلها.
- صناعة أثاث البيت من سجاد وستائر وتنجيد للأثاث.
- تدخل الألياف في الكثير من المنتجات الصناعية كمظلات القفز وخراطيم المطافئ والعوازل وبذلات رواد الفضاء.
- تستخدم الألياف طبياً في صناعة الشرايين والأوتار الصناعية.





الليثيوم

الليثيوم lithium معدن قلوي، وهو أخف المعادن وزناً. وهو أحد العناصر المعدنية التي تنتمي إلى المجموعة 1 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. يوجد الليثيوم في الأرض على شكل أحد فلزاته المعروفة كالسبودومين spudomene والبتليت petalite والليبدوليت lepidolite.

نظرة سريعة

الرمز	: Li
العدد الذري	: 3
الكتلة الذرية	: 6.94
درجة الذوبان	: 180.54 مئوية
درجة الغليان	: 1,335 مئوية
الكثافة	: 0.534 غرام /سم3

خواص الليثيوم

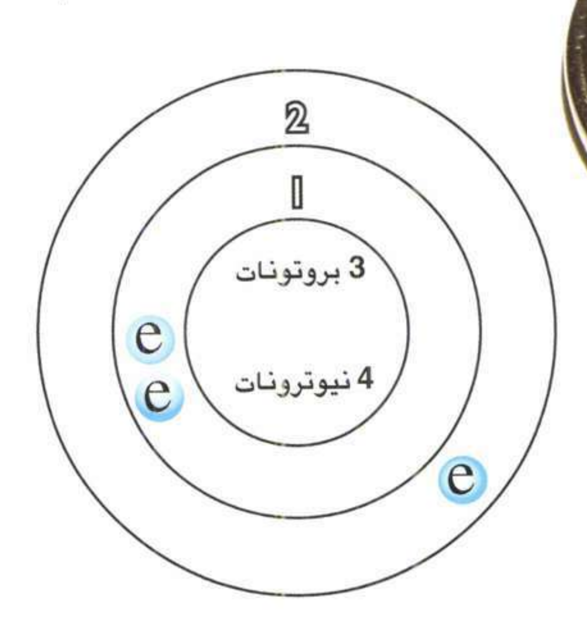
- معدن طري أبيض اللون مائل للفضي، وله بنية لماعة.
- قابل للطرق والشد.
- عنصر عالي النشاط.
- يطلق الليثيوم غاز الهدروجين حين يعالج بالحمض.
- ويعطينا الليثيوم ماءات الليثيوم والهدروجين حين يعالج بالماء:

$$2Li + 2H_2O \Rightarrow 2LiOH + H_2(g)$$

- يعطي الليثيوم ملح الليثيوم حين يعالج بالهالوجينات:

$$2Li + Cl_2 \Rightarrow 2LiCl$$

البنية الذرية لليثيوم



استخراج الليثيوم

يحضر معدن الليثيوم بكهرلة كلوريد الليثيوم المصهور. ففي البدء تُحوَّل مركبات الليثيوم إلى كلوريد الليثيوم، ثم يمرر عبرها تيار كهربائي؛ فيفصل المركب إلى معدن الليثيوم وغاز الكلور.

كهرلة كلوريد الليثيوم

ليثيوم مصهور

Cl_2

وعاء من الحديد الصلب

صهارة كلوريد الليثيوم وكربونات الكالسيوم LiCl+KC

شبك حديدي

+

+

تبطين عاكس

مصعد من الغرافيت

مهبط من الفولاذ

−

جدار قرميدي

هل تعلم؟

بطاريات الليثيوم أخف وزناً من بطاريات الرصاص وحمض الكبريت وهي تقلل من إطلاق الرصاص والكادميوم السامين. وتستخدم بطاريات الليثيوم في آلات التصوير والحاسبات الصغرية والألعاب الإلكترونية، وألعاب الأطفال المتحركة، والعربات العسكرية والفضائية.

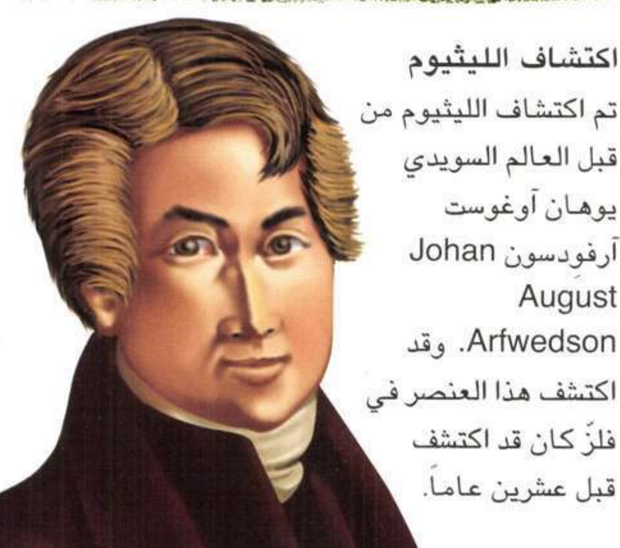
SAMSUNG STANDARD BATTERY

TYPE : 3.7V Li-Ion

MODEL : ABGE3708BE

S/N: NH1A515CS/1-

MADE IN JAPAN / FINISHED IN KOREA



اكتشاف الليثيوم

تم اكتشاف الليثيوم من قبل العالم السويدي يوهان آوغوست آرفودسون Johan August Arfwedson. وقد اكتشف هذا العنصر في فلزّ كان قد اكتشف قبل عشرين عاماً.

استخدامات الليثيوم

يستخدم الليثيوم في إنتاج الألومنيوم.

- يدخل في صناعة الزجاج والشحوم وإنتاج السبائك.
- يستخدم في صناعة البطاريات الخفيفة العملية.
- له استخدام كعامل اختزال reduction agent.
- يستخدم طبياً في علاج النقرس وبعض الاضطرابات الذهنية.



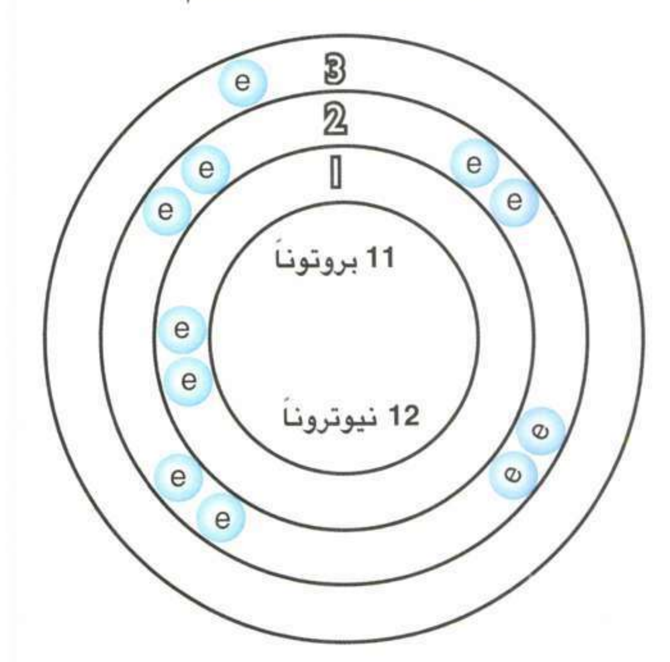
الصوديوم



الصوديوم **sodium** معدن قلوي نراه كل يوم من خلال مركباته. وهو يوجد دائماً في مركبات رسوبية تحت سطح الأرض. وأكثر مصادره المعروفة هي ملح الطعام أو كلوريد الصوديوم **sodium chloride** ويدعى أيضاً ملح الطعام الصخري **rock salt**. ويقع الصوديوم ضمن المجموعة **1** من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة	
الرمز	Na :
العدد الذري	11 :
الكتلة الذرية	22.98977 :
درجة الذوبان	97.82 : مئوية
درجة الغليان	881.4 : مئوية
الكثافة	0.968 : غرام/سم^3

البنية الذرية للصوديوم



خواص الصوديوم

- لونه أبيض فضي.
- له شكل شمعي متألق.
- قابل للتطريق وشديد التفاعل.
- ناقل جيد للكهرباء.
- يشكل الصوديوم أملاح الصوديوم حين ينضم إلى الهالوجينات:
  $2NaCl \dashrightarrow 2Na + Cl_2$
- ينتج عن احتراق الصوديوم أكسيد الصوديوم وبيروكسيد الصوديوم:
  $2Na_2O \Rightarrow 4Na + O_2$



مولد بخار

عنفة

مولد

قدرة كهربائية

مكثف

مضخة

صوديوم ثانوي

مضخة

مبدِّل حراري

امتلاء بارد

امتلاء ساخن

قضبان التحكم

صوديوم أولي (حار)

منطقة العمق

مضخة

صوديوم أولي (بارد)

مفاعل نووي سريع مبرد بالصوديوم

استخدامات الصوديوم

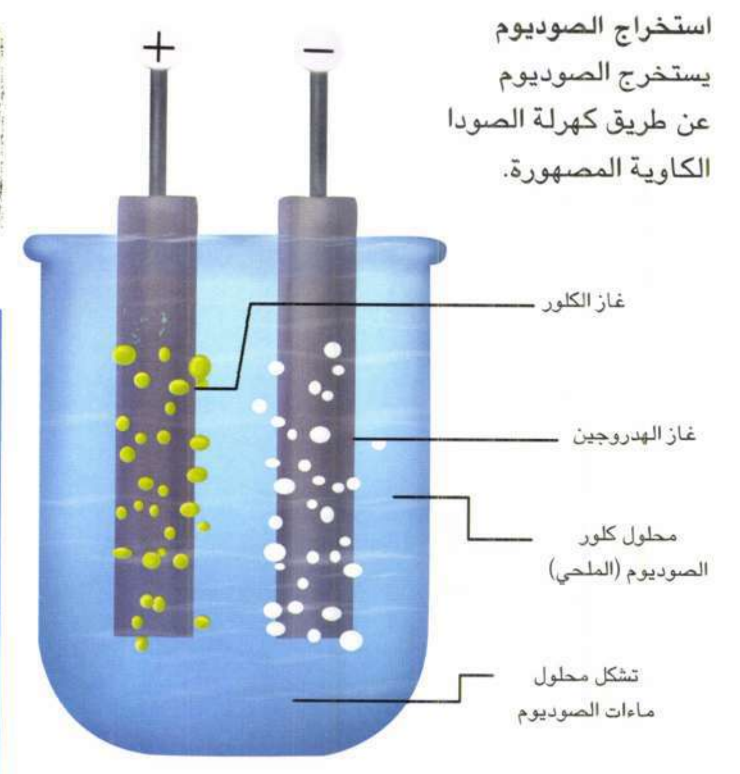
- يستخدم الصوديوم في إنتاج المعادن الأخرى، فبضمه إلى مركب كلوريد التيتانيوم نحصل على معدن التيتانيوم.
- يستخدم الصوديوم في صناعة مركبات بيروكسيد الصوديوم وسيانيد الصوديوم وأميدات الصوديوم.
- يستخدم الصوديوم أيضاً كعامل اختزال قوي في المخابر.
- ويستخدم الصوديوم كمبرِّد في بعض المفاعلات النووية.

هل تعلم؟

ملح الطعام أو كلوريد الصوديوم هو من أشهر مركبات الصوديوم، ويستخدم لإضفاء النكهة على الطعام.

استخراج الصوديوم

يستخرج الصوديوم عن طريق كهرلة الصودا الكاوية المصهورة.



استخراج الصوديوم

اكتشاف الصوديوم

كان السير همفري ديفي Sir Humphry Davy أول من عزل معدن الصوديوم سنة 1807.

السير همفري ديفي



البوتاسيوم

البوتاسيوم potassium معدن قلوي، وأحد أنشط المعادن. وهو يوجد دائماً ضمن مركبات مع الكثير من المعادن.



خواص البوتاسيوم

- معدن طري أبيض فضي.
- قابل للطرق.
- يمكنه الطوفان على الماء.
- شديد التفاعل، ويمكنه أن يتفاعل فوراً مع الهواء مشكلاً أكسيد البوتاسيوم.
- يطلق غاز الهدروجين حين يعالج مع الماء:

$$2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H2$$

- يشكل أكسيد البوتاسيوم حين يحترق في الهواء:

$$K + O_2 \rightarrow KO_2$$

- يشكل أملاح البوتاسيوم حين تضاف إليه الهالوجينات:

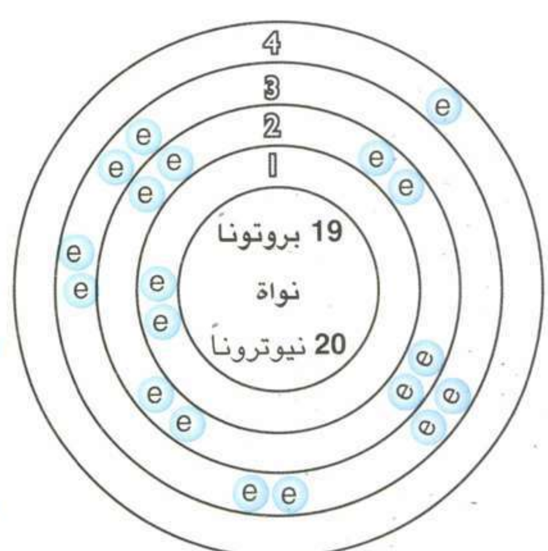
$$2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$$

ملح البوتاسيوم



نظرة سريعة		
الرمز	:	K
العدد الذري	:	19
الكتلة الذرية	:	39.0983
درجة الذوبان	:	63 مئوية
درجة الغليان	:	770 مئوية
الكثافة	:	0.862 غرام/سم^3

البنية الذرية للبوتاسيوم



يستخدم البوتاسيوم في محطات الطاقة النووية

هل تعلم؟

البوتاسيوم هو ثاني أخف المعادن بعد الليثيوم.

استخدامات البوتاسيوم

- يستخدم البوتاسيوم كعامل اختزال قوي.
- كما يستخدم كوسيط تبادل حراري في محطات الطاقة الذرية. ويعمل وسيط التبادل الحراري على التقاط الحرارة ونقلها إلى مكان آخر.



استخراج البوتاسيوم

حين تضاف كربونات البوتاسيوم إلى الفحم الحجري نحصل على معدن البوتاسيوم:

$$2C + KCO_3 \rightarrow 2K + 3CO_2$$

اكتشاف البوتاسيوم

اكتشف السير همفري ديفي البوتاسيوم سنة 1807؛ بكهرلة ماءات البوتاسيوم المصهورة.

السير همفري ديفي



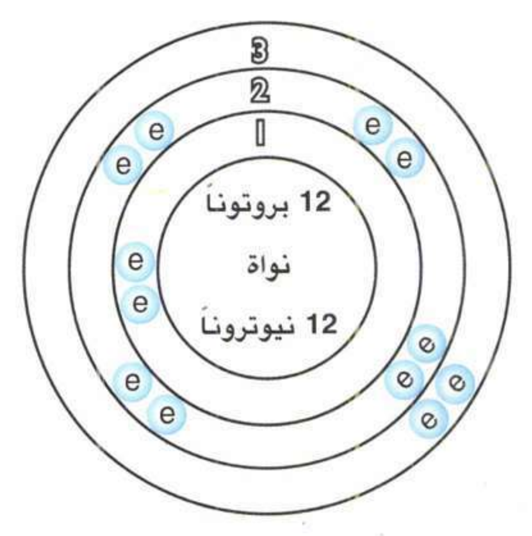
المغنيزيوم

المغنيزيوم magnesium عنصر أرضي قلوي ينتمي إلى المجموعة 2 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. يوجد المغنيزيوم في القشرة الأرضية، وفي ماء البحر، وفي الفلزات الموجودة في الطبيعة كالدولوميت والمغنيزيت والكارناليت والإبسوميت.



نظرة سريعة		
الرمز	:	Mg
العدد الذري	:	12
الكتلة الذرية	:	24.305
نقطة الذوبان	:	651 مئوية
نقطة الغليان	:	107 مئوية
الكثافة	:	1.7غرام/سم^3

البنية الذرية للمغنيزيوم



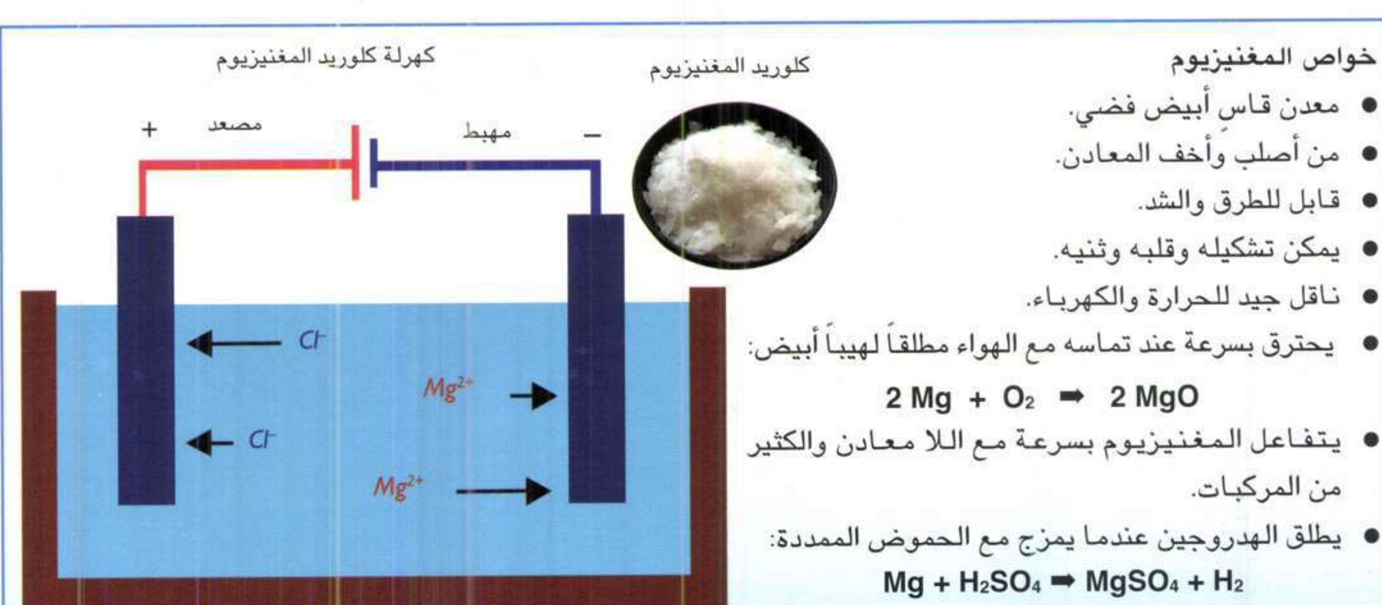
خواص المغنيزيوم

- معدن قاسٍ أبيض فضي.
- من أصلب وأخف المعادن.
- قابل للطرق والشد.
- يمكن تشكيله وقلبه وثنيه.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- يحترق بسرعة عند تماسه مع الهواء مطلقاً لهيباً أبيض:

$$2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$$

- يتفاعل المغنيزيوم بسرعة مع اللا معادن والكثير من المركبات.
- يطلق الهدروجين عندما يمزج مع الحموض الممددة:

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$$





استخدامات المغنيزيوم

- يستخدم المغنيزيوم في إنشاء المباني والجسور والسيارات والطائرات.
- يستخدم معدن المغنيزيوم في مصابيح الفلاش في الكاميرات.
- يستخدم في الألعاب النارية، حيث يتوهج بأضواء بيضاء لامعة عند فرقعته.
- تصنع الكثير من السبائك بمزج المغنيزيوم مع معادن أخرى.

هل تعلم؟

مع كونه معدناً صخرياً، إلا أن 300 عملية بيولوجية في جسم الإنسان تحتاج إلى المغنيزيوم.

اكتشاف المغنيزيوم

اكتشف باسي Bussy المغنيزيوم سنة 1828. ولكن السير همفري ديفي كان قد عزله سابقاً في سنة 1808 كمعدن غير نقي.


السير همفري ديفي



آلة تصوير كوداك تستخدم المغنيزيوم في ضوء الوامض (الفلاش).

استخراج المغنيزيوم

1) تعتمد إحدى الطرائق على كهرلة كلور المغنيزيوم اللا مائي لإنتاج المغنيزيوم:

$$2MgCl_2 \rightarrow 2Mg + 2Cl_2$$

2) يمكن إنتاج المغنيزيوم بتسخين أكسيد المغنيزيوم مع الكربون حتى درجة حرارة 1000 مئوية:

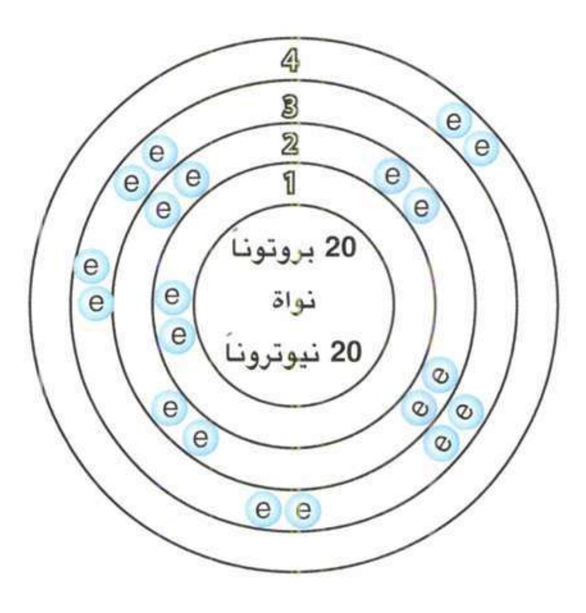
$$MgO + C \rightarrow Mg + CO$$

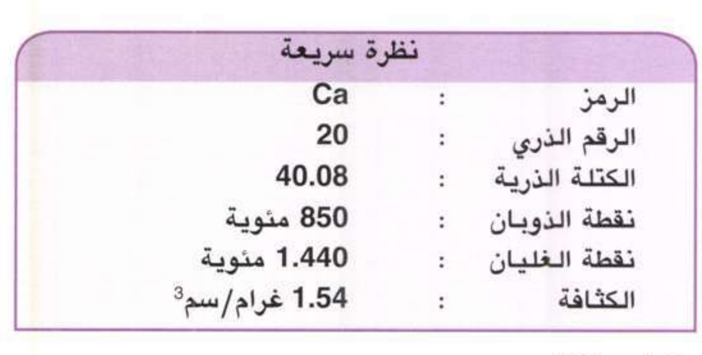
الكالسيوم



الكالسيوم **calcium** معدن قلوي أرضي ينتمي إلى المجموعة **2** من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد الكالسيوم دائماً على شكل مركب، وأشهر مركباته: كربونات الكالسيوم **calcium carbonate**. ومن المركبات الأخرى الأراغونيت والكالسيت والحوّار، والحجر الجيري، والرخام، والترافرتين. يوجد الكالسيوم أيضاً في أصداف المحار، وفي المرجان.

البنية الذرية للكالسيوم





نظرة سريعة		
الرمز	:	Ca
الرقم الذري	:	20
الكتلة الذرية	:	40.08
نقطة الذوبان	:	850 مئوية
نقطة الغليان	:	1.440 مئوية
الكثافة	:	1.54 غرام/سم^3

خواص الكالسيوم

- معدن طري ذو مظهر فضي لامع.
- عنصر متوسط التفاعل.
- يشكل أكسيد الكالسيوم بالتفاعل السريع مع الأكسجين:

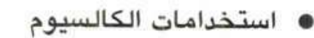
$$2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$$

- ينتج الكالسيوم ماءات الكالسيوم والهدروجين عند ضمه إلى الماء:

$$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$$

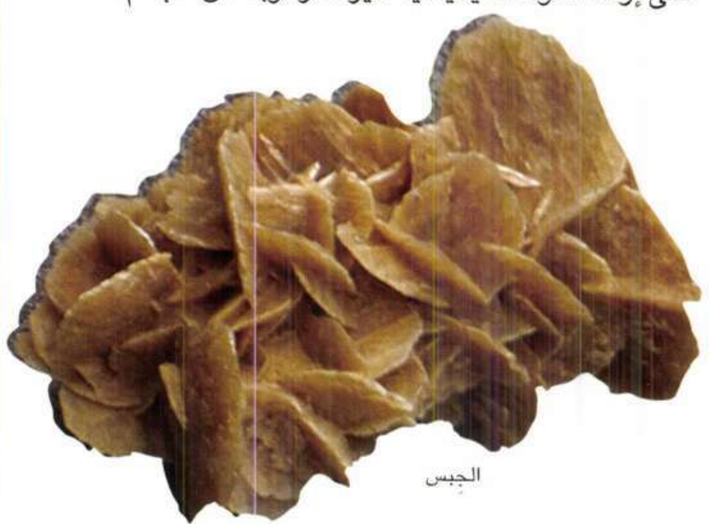
الأراغونيت، أحد مركبات الكالسيوم.





- **استخدامات الكالسيوم**
- يستخدم الكالسيوم كعامل اختزال وعامل تجفيف dehydration agent.
- كذلك يستخدم الكالسيوم في صنع سبائك الرصاص.
- يستخدم مركب كربونات الكالسيوم مضاد للحموضة antacid.
- يستخدم الكالسيوم كمادة تعمل على إزالة المواد الكيميائية غير المرغوبة من الجسم.

كربونات الكالسيوم



الجبس

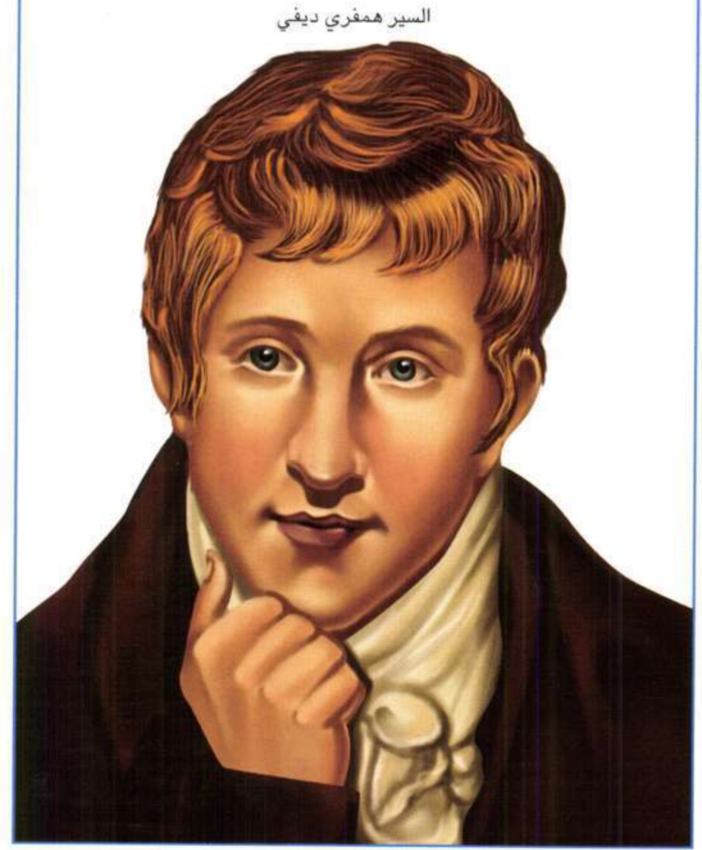
استخراج الكالسيوم

يعد الحجر الجيري limestone والجص (أو الجبس) gypsum وفلزات أخرى من أكثر أشكال الكالسيوم استخداماً، وهي تستخرج من المناجم الموجودة في الأرض.

اكتشاف الكالسيوم

اكتشف الكيميائي الإنكليزي همفري ديفي معدن الكالسيوم بشكله النقي؛ حين مرَّر تياراً كهربائياً في كلور الكالسيوم المذاب.

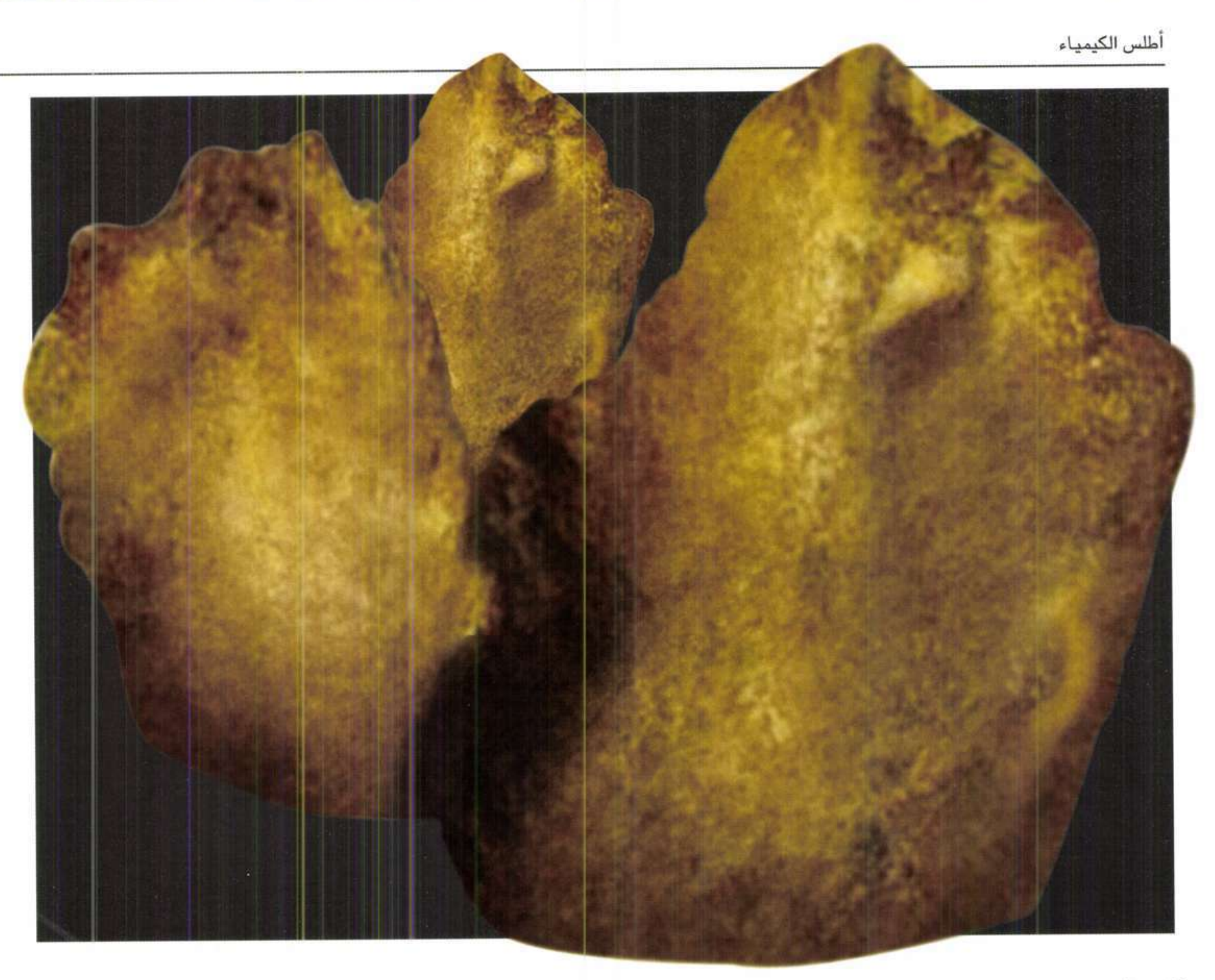
السير همفري ديفي



الحجر الجيري

هل تعلم؟

تشكل عظام الإنسان وأسنانه 99٪ من الكالسيوم الموجود في جسمه.



الراديوم

الراديوم radium عنصر مشعّ ينتمي إلى المجموعة 2 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. وهو أثقل المعادن القلوية الأرضية.

سمات الراديوم		
الرمز	:	Ra
العدد الذري	:	88
الكتلة الذرية	:	226.0254

الراديوم
88

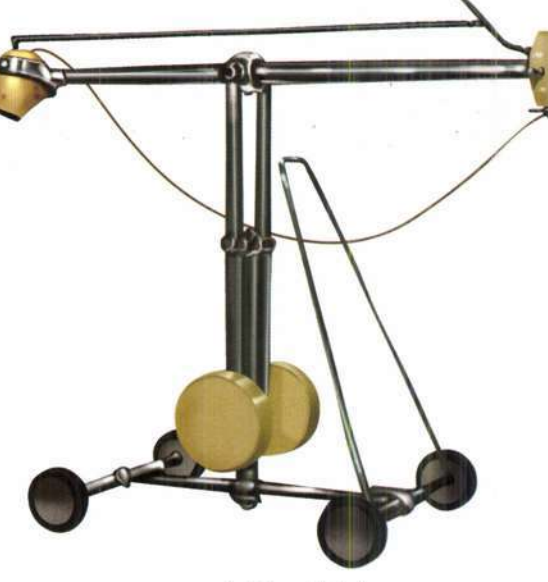
الخواص الفيزيائية

- الراديوم عنصر مشع في الطبيعة.
- يكون لونه أبيض فضياً حين يقطع حديثاً، ولكنه يصبح أسود بعد تعرضه للهواء.
- الراديوم النقي وبعض مركباته متألقة.

الخواص الكيميائية

- يتحّد الراديوم مع معظم اللا معادن بما فيها الأكسجين والكلور والفلور والنتروجين.
- كذلك يتفاعل الراديوم مع الحموض مطلقاً غاز الهدروجين.

العلاج بالإشعاع



جهاز العلاج بالإشعاع

استخدامات الراديوم

- يطلق الراديوم أشعة قوية. وتستخدم هذه الأشعة طبياً لعلاج مرضى السرطان، كما يمكن استخدامها لعلاج أمراض أخرى.
- الرادون radon هو أحد منتجات تحلل الراديوم، ويستخدم في المعالجة بالإشعاع.
- يدخل الراديوم في تركيب الطلاء المتألق الذي يستخدم في الكثير من عقارب الساعات، ولوحات العدادات في الطائرات، وفي الأدوات العسكرية، والبوصلات.
- يستخدم الإشعاع الناتج عن الراديوم في دراسة تركيب المعادن واللدائن والمواد الأخرى.

هل تعلم؟

إن التعرض الكثير للراديوم يمكن أن يزيد من خطر الإصابة بسرطانات العظام والكبد والثدي.

نظائر الراديوم

فيما يلي نظائر الراديوم:

الراديوم 223

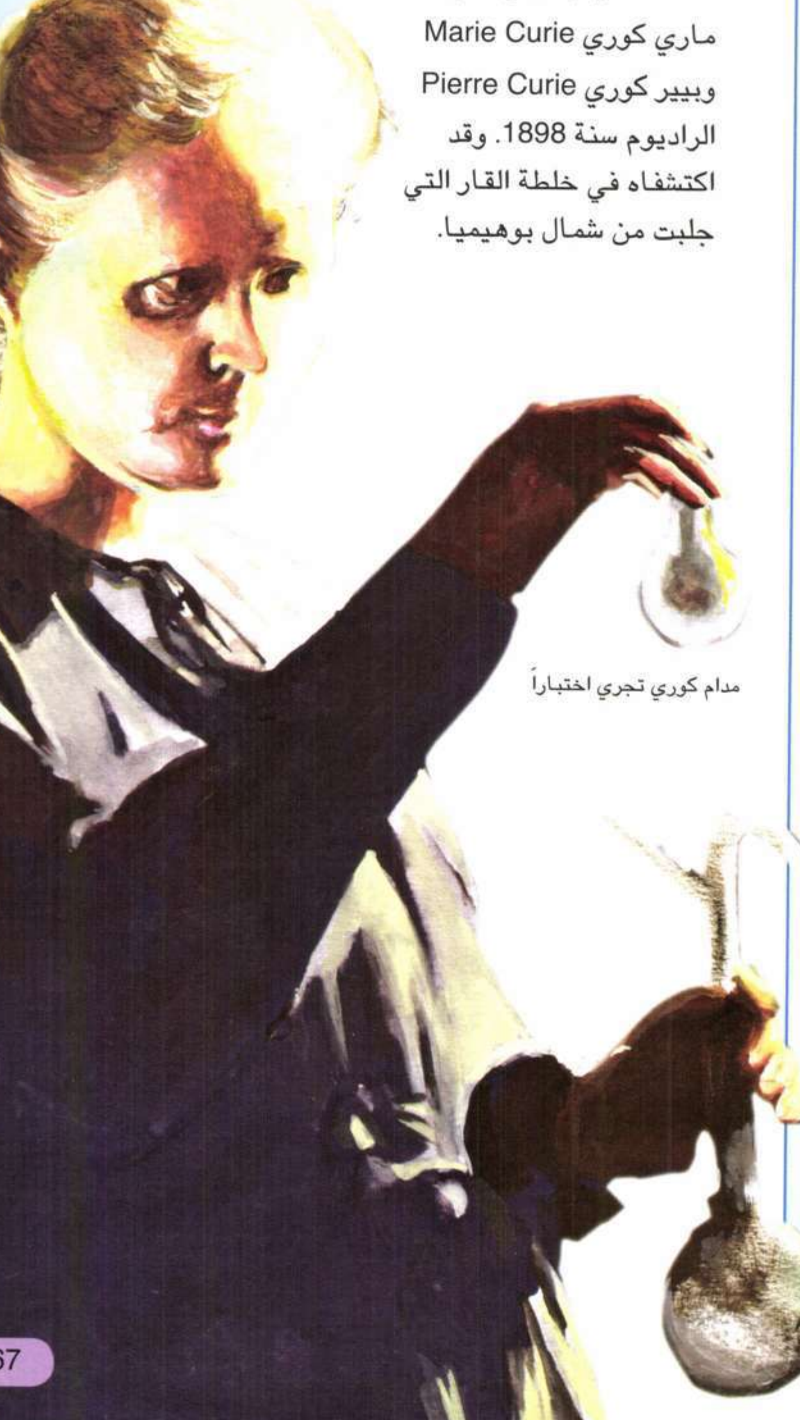
الراديوم 224

الراديوم 226

الراديوم 228

اكتشاف الراديوم

اكتشف الكيميائيان الفرنسيان ماري كوري Marie Curie وبيير كوري Pierre Curie الراديوم سنة 1898. وقد اكتشفاه في خلطة القار التي جلبت من شمال بوهيميا.



مدام كوري تجري اختباراً

المنغنيز

المنغنيز **manganese** معدن انتقالي ينتمي إلى المجموعة 7 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد المنغنيز دائماً في حالة اتحاد مع الأكسجين أو العناصر الأخرى. ومن أكثر فلزات المنغنيز انتشاراً البَيرولوزيت، والمنغنيت، والسيلوميلان، والرودوكروزيت.

نظرة سريعة		
الرمز	:	Mn
العدد الذري	:	25
الكتلة الذرية	:	54.9380
نقطة الذوبان	:	1244 مئوية
نقطة الغليان	:	2040 مئوية
الكثافة	:	7.4 غرام/سم^3

خواص المنغنيز

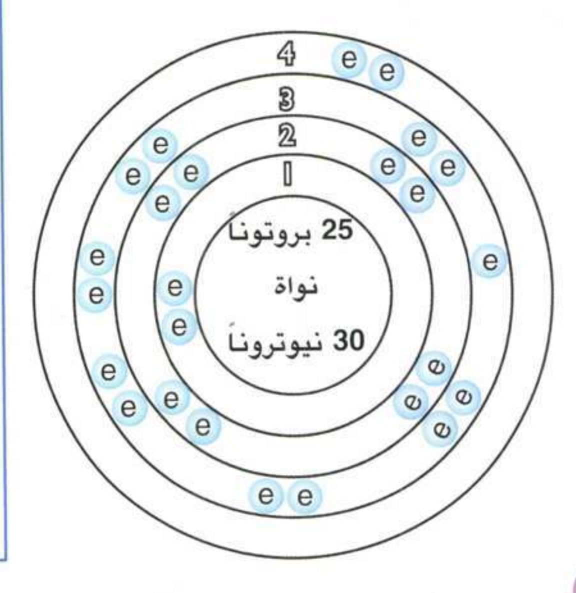
- معدن رمادي اللون كالفولاذ، وهو قاسٍ ولمّاع.
- معدن قصِف أو سهل الكسر.
- يوجد في أشكاله التآصلية الأربعة التي تتغير بارتفاع درجة الحرارة.
- معتدل النشاط.
- يشكل ثنائي أكسيد المنغنيز حين يتحد ببطء مع الأكسجين في الهواء:

$$Mn + O_2 \rightarrow MnO_2$$

- يطلق غاز الهدروجين عندما يُحَل في معظم الحوامض.
- يشكل المنغنيز ثنائي فلوريد المنغنيز MnF_2، وثنائي كلوريد المنغنيز $MnCl_2$، عندما يتحد مع الهالوجينات.



البنية الذرية للمنغنيز.



هل تعلم؟

المعادن الانتقالية transition metals هي معادن قاسية جداً ذات قدرة عالية على نقل الكهرباء. وتنتمي إلى مجموعة المعادن الانتقالية عدة عناصر.



استخدامات المنغنيز

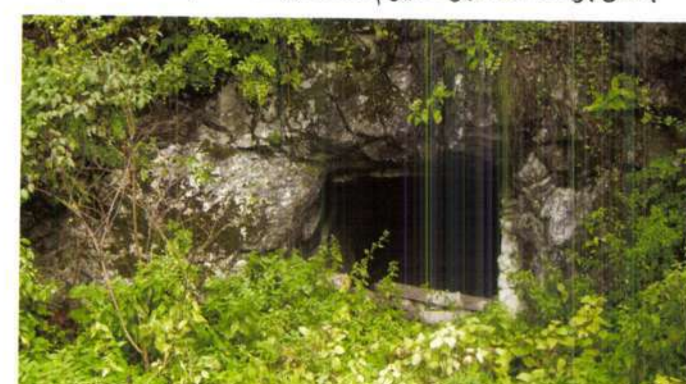
- يستخدم المنغنيز كمزيل للاستقطاب depolarizer في الخلايا الجافة (البطاريات)، عندما يكون بشكل ثنائي أكسيد المنغنيز.
- يستخدم المنغنيز في صنع السبائك.
- كما يستخدم ككاشف كيميائي reagent جيد عندما يكون بشكل برمنغنات البوتاسيوم potassium permanganate.

اكتشاف المنغنيز

اكتشف عالم التعدين السويدي يوهان غوتليب غان Johann Gottlieb Gahn المنغنيز سنة 1774.



يوهان غوتليب غان



استخراج المنغنيز

ينتج المنغنيز النقي بتسخين ثنائي أكسيد المنغنيز MnO_2 مع الكربون أو الألومنيوم؛ مما يزيل الأكسجين، ويترك المعدن الصافي.



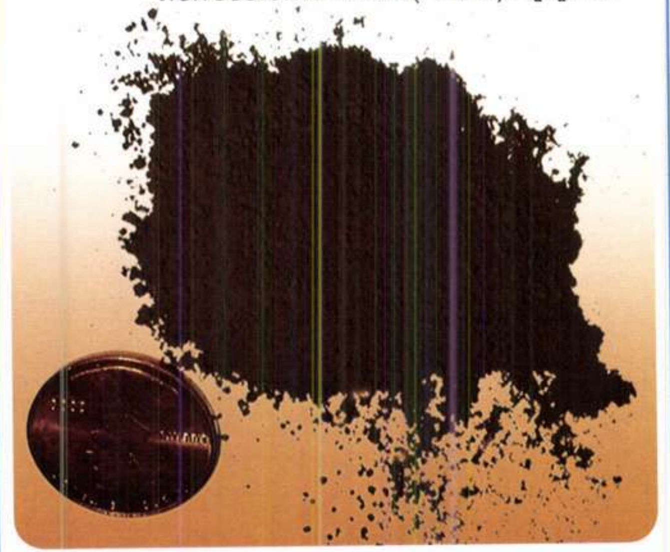
الحديد

الحديد iron هو أكثر المعادن استخداماً. ويوجد الحديد في الطبيعة على شكل فلزات كالهماتيت والليمونيت والماغنيتيت والسيدِريت. ويقع ضمن المجموعة 8 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

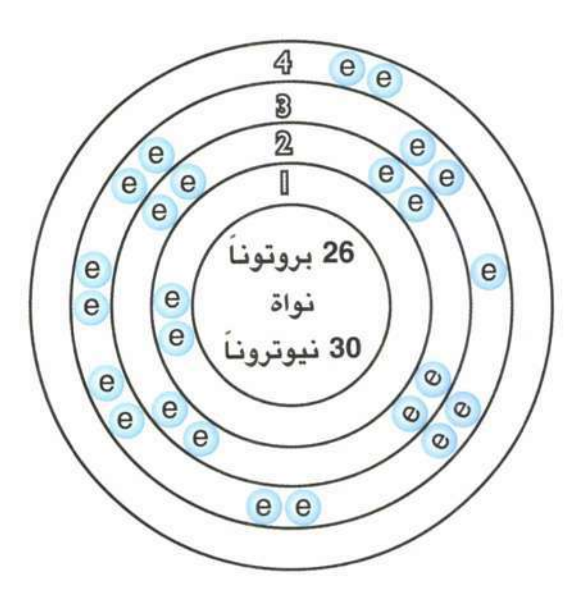
نظرة سريعة	
الرمز	: Fe
العدد الذري	: 26
الكتلة الذرية النسبية	: 56
نقطة الذوبان	: 1535 درجة مئوية
نقطة الغليان	: 2750 درجة مئوية.
الكثافة النسبية	: 7.8 غرام/سم^3

خواص الحديد

- لونه أبيض فضي أو رمادي.
- قابل للشد والطرق.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- ذو طبيعة مغناطيسية.
- الحديد معدن نشط يتحد مع الهالوجينات والكبريت والفوسفور والكربون والسيليكون.
- يحترق الحديد مع الأكسجين فيشكل أكسيد حديدوز الحديديك ferrosoferric oxide (Fe_3O_4).



البنية الذرية للحديد





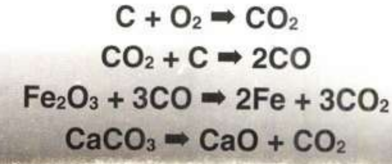
استخدامات الحديد

للحديد استخدامات كثيرة ومختلفة، منها:

- صناعة الفولاذ والسبائك، وهي مواد مهمة في الأعمال الإنشائية والصناعية.
- استخدم الحديد لأغراض تزيينية وكسلاح منذ أقدم العصور.
- يستخدم الحديد في صنع العربات كالسيارات والشاحنات والحافلات.
- يستخدم في صناعة الطائرات والسفن الحربية.
- ويدخل في صناعة الحاسبات.
- ويستخدم كذلك في صناعة مستلزمات المكتب كالدبابيس والمسامير ومشابك الورق.

استخراج الحديد

- يستخرج الحديد بعملية الاختزال في الفرن العالي (أو فرن النسف) blast furnace.
- يسكب فلز الحديد (الهماتيت) وفحم الكوك (C) والحجر الجيري ($CaCO_3$) في الفرن العالي الذي تدفع فيه دفقات من الهواء الساخن.
- يحدث في الفرن تفاعل مطلق للحرارة، وينتج عنه غازَيْ ثنائي أكسيد الكربون (CO_2) وأول أكسيد الكربون (CO).
- يعد أول أكسيد الكربون عامل اختزال يحول فلز أكسيد الحديد إلى حديد مصهور.
- يزيل الحجر الجيري الشوائب من الفلز، ويتحلل في الفرن منتجاً الحديد.



$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
$$CO_2 + C \rightarrow 2CO$$
$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$
$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$





اكتشاف الحديد

اكتُشف الحديد منذ غابر العصور في ما يسمى عصر الحديد Iron Age حين استخدمه الإنسان لأول مرة.

هل تعلم؟

الهماتيت hematite هو أكثر فلزات الحديد انتشاراً، ويستخدم في صنع الخرز والحلي الأخرى.

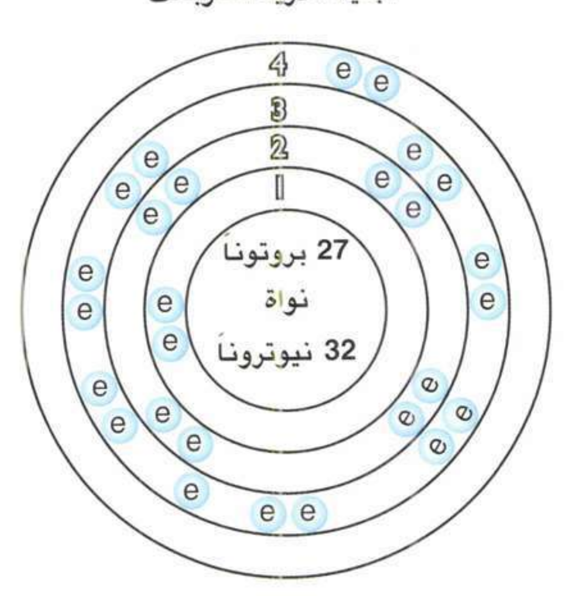


الكوبالت

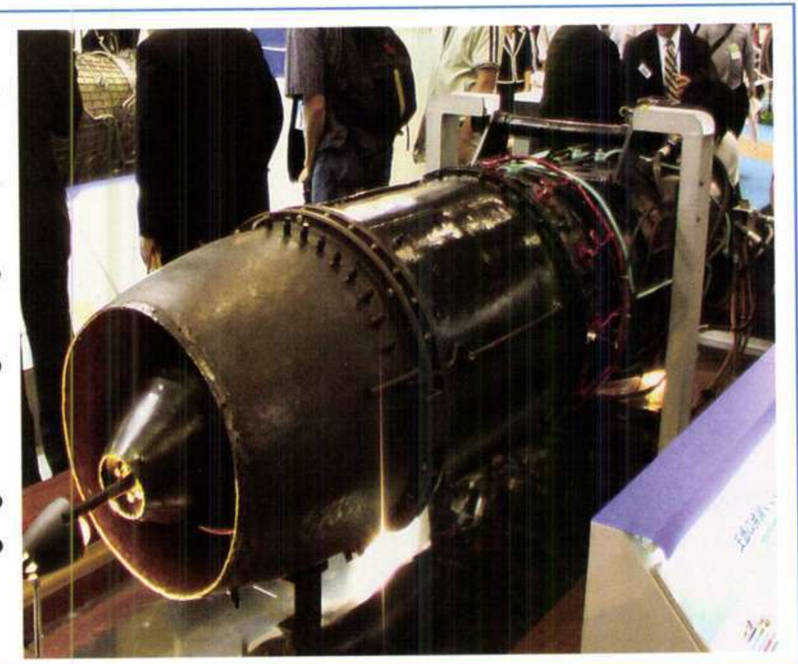
يعد الكوبالت cobalt من المعادن الانتقالية، وهو أحد المعادن ذات الطبيعة المغناطيسية. ويوجد على شكل فلزات الكوبالتيت والسمالتيت والإريثريتان.

ويقع الكوبالت ضمن المجموعة 9 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

البنية الذرية للكوبالت



نظرة سريعة		
الرمز	:	Co
العدد الذري	:	27
الكتلة الذرية	:	58.9332
نقطة الذوبان	:	1495 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2870 درجة مئوية
الكثافة	:	8.86 غرام/سم^3



استخدامات الكوبالت

- يستخدم الكوبالت في التصفيح الكهربائي electroplating، وفي صنع البطاريات.
- ويستخدم في صناعات الخزف والزجاج والسيراميك لإضفاء الألوان الزرقاء والخضراء إليها.
- ويستخدم في صناعة الدهانات كمادة مجففة للدهان والورنيش.
- يسبك الكوبالت مع الألومنيوم والنيكل والحديد لصنع مغناطيسات تستخدم في أجهزة المذياع والتلفاز والكثير من الوسائل الإلكترونية الأخرى.
- ويستخدم الكوبالت في عمليات ثقب وقطع الأدوات.
- يستخدم الكوبالت في عنفات الغاز gas turbines والمحركات النفاثة jet engines، لأنه قادر على مقاومة درجات الحرارة العالية.

خواص الكوبالت

- لونه أبيض فضي.
- وهو معدن قصفٌ قاسٍ.
- يوجد في أملاحه على شكل حالتي أكسدة.
- قابل للشد والطرق.
- وهو عنصر نشط كيميائياً؛ حيث يتحد مع العناصر الأخرى ليشكل مركبات أخرى مختلفة كالأملاح والأكسيدات.



تدرجات الكوبالت

استخراج الكوبالت

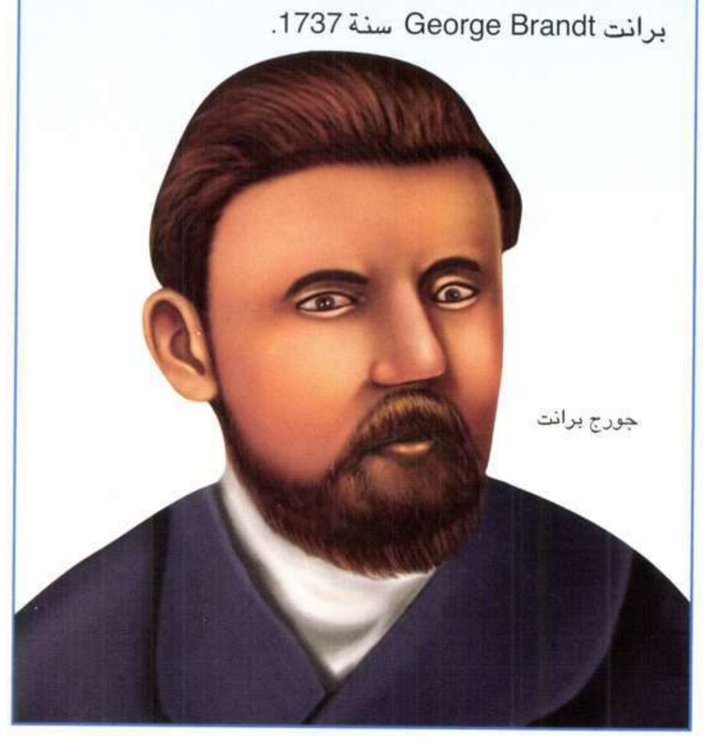
- تسخن فلزات الكوبالت في البداية لإنتاج أكسيد الكوبالت، ثم يسخن أكسيد الكوبالت مع الألمنيوم لاستخلاص المعدن النقي.
- كذلك يتم تحويل أكسيد الكوبالت إلى كلوريد الكوبالت.
- يمرر في كلوريد الكوبالت المصهور تيار كهربائي لاستخلاص العنصر النقي منه.

كلوريد الكوبالت

محطة استخراج الكوبالت

اكتشاف الكوبالت

اكتشف الكوبالت على يدي عالم الكيمياء السويدي جورج برانت George Brandt سنة 1737.



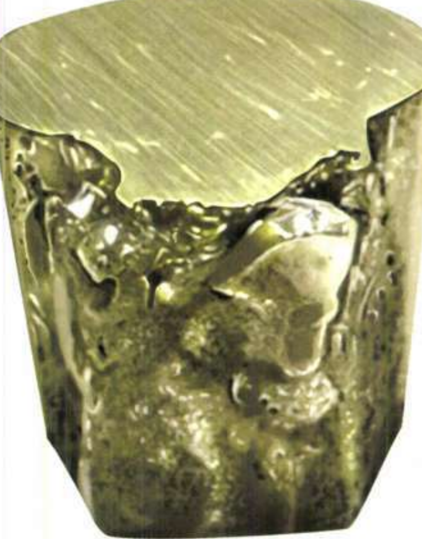
جورج برانت

هل تعلم؟

الكوبالت–60 cobalt-60 هو أحد أكثر نظائر الكوبالت استخداماً. وهو مصدر مهم لأشعة غاما Gamma rays، ويستخدم في علاج السرطانات وأمراض أخرى.

النيكل

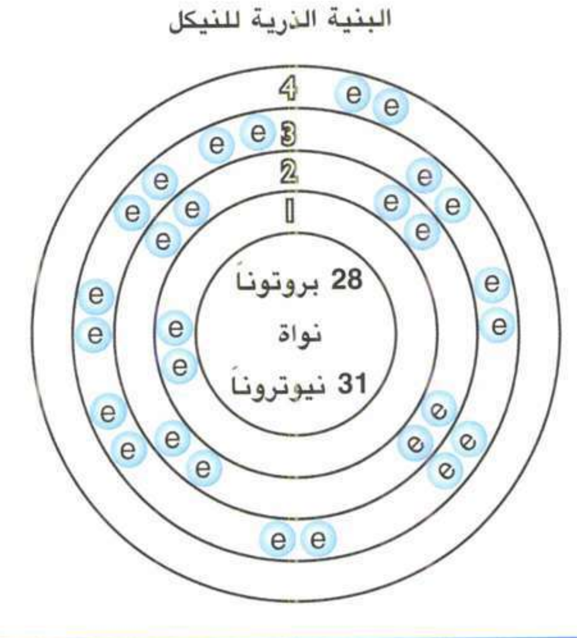
النيكل **Nickel** عنصر كيميائي يوجد بكثرة في النيازك. وهو من أكثر العناصر الشائعة على الأرض حيث يمثل 6٪ من لب الأرض. ويوجد النيكل في فلزات البنتلانديت والبيروتيت والغارنيريت. ويقع النيكل ضمن المجموعة 10 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

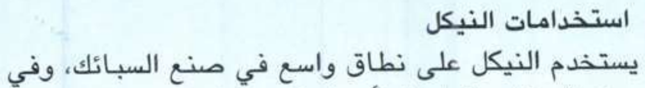

قطعة من النيكل

نظرة سريعة

الرمز	:	Ni
العدد الذري	:	28
الكتلة الذرية	:	58.69
نقطة الذوبان	:	1.555 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.835 درجة مئوية
الكثافة	:	8.90 غرام/سم^3

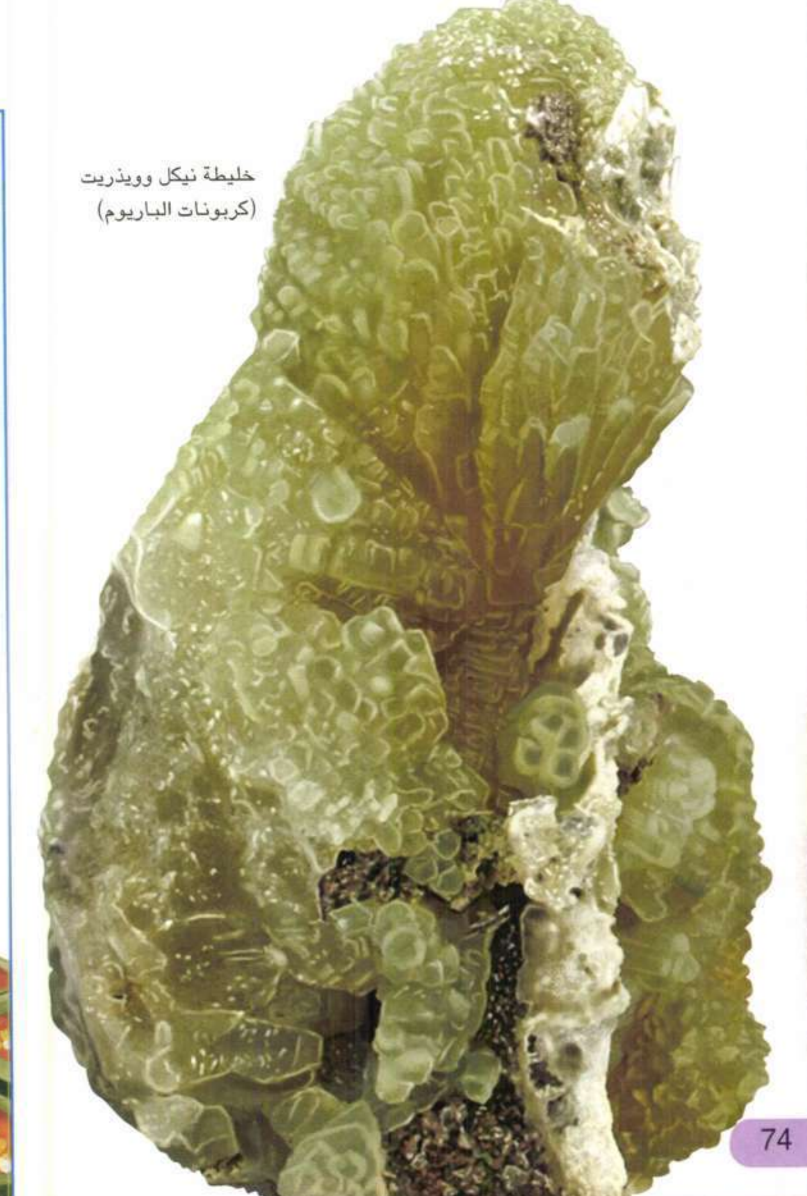
البنية الذرية للنيكل





استخدامات النيكل

يستخدم النيكل على نطاق واسع في صنع السبائك، وفي صنع العنفات الغازية وأقسام المحركات النفاثة. كما يستخدم في صنع البطاريات التي تستخدم في الكثير من الأجهزة مثل مشعلات الأقراص المضغوطة CD players ومسجلات الجيب pocket recorders وكاميرات الفيديو والهواتف والحاسوب المحمول. ويستخدم النيكل أيضاً في التصفيح الكهربائي، وفي صناعة الآليات الثقيلة والأحواض الواسعة التي تطبق فيها مختلف التفاعلات الكيميائية، ويدخل النيكل في تركيب بعض العملات المعدنية.


خليطة نيكل وويذريت (كربونات الباريوم)

قطعة 5 سنت أميركية مصنوعة من النيكل.

خواص النيكل

- معدن قاسٍ أبيض فضي.
- قابل للشد والطرق.
- مقاوم للتآكل
- يحترق النيكل مع الأكسجين مشكلاً أكسيد النيكل NiO.
- ناقل متوسط للكهرباء والحرارة.

النيكل

استخراج النيكل

- تسخن في البداية فلزات النيكل التي تحوي على كبريتيد النيكل Nickel sulfide.
- يحول التسخين كبريتيد النيكل إلى أكسيد النيكل.
- ثم يعالج أكسيد النيكل بمواد كيميائية لإزالة الأكسجين منه.

اكتشاف النيكل

استخدم النيكل منذ زمن بعيد في الصين، في حوالي سنة 235 ق.م. استخدم الصينيون القدماء النيكل مع التوتياء لصناعة أوانيهم المنزلية وما شابهها. ثم اكتشفه بوصفه عنصراً في الطبيعة الكيميائي السويدي البارون أكسل فريديرك كرونستيد Baron Axel Frederic Cronstedt في استوكهولم، السويد، سنة 1751.

هل تعلم؟

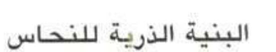
يسبك النيكل مع المعادن الأخرى لتقسيتها وزيادة مقاومتها. وهو يدخل في سبائك مع الفولاذ لصنع الصفائح المدرعة armored plates والقناطر المعمارية vaults وأقسام الآلات.

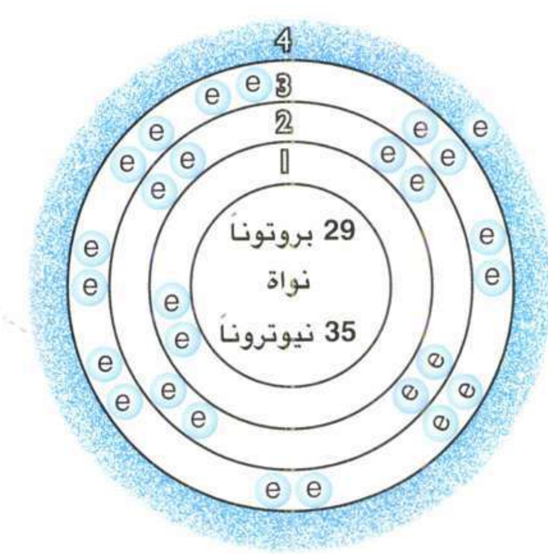
الاستخراج بالتعدين السطحي

النحاس

النحاس copper من أقدم العناصر المعروفة والمستخدمة على نطاق واسع. ويوجد النحاس بشكل طبيعي في الصخور والتربة والماء والترسُّبات والهواء. وينتمي النحاس إلى المجموعة 11 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة		
الرمز	:	Cu
العدد الذري	:	29
الكتلة الذرية	:	63.546
نقطة الذوبان	:	1.083 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.595 درجة مئوية
الكثافة	:	8.96 غرام/سم^3


البنية الذرية للنحاس







خواص النحاس

- لونه أحمر مائل للبني.
- النحاس معدن طري.
- قابل للشد والطرق.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- يسخَّن النحاس إلى درجة الاحمرار ويتأكسد ببطء مشكِّلاً أكسيد النحاسوز cuprous oxide وأكسيد النحاسيك cupric oxide.

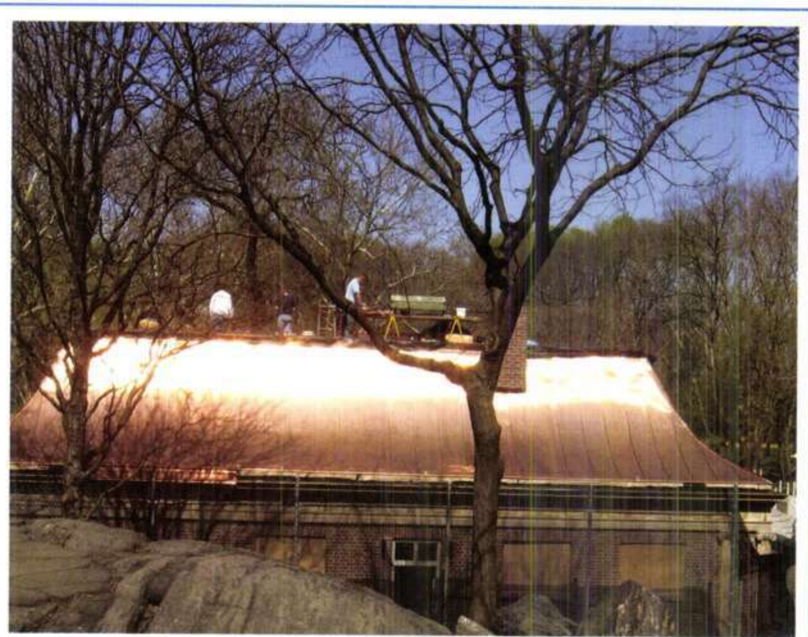
$$2F_2 + 2H_2O \rightarrow 4HF + O_2$$



استخدامات النحاس

يستخدم النحاس استخدامات عديدة منها:

- صنع المعدات الكهربائية كالأسلاك والمحركات.
- صنع السقوف والبلاعات ومزاريب مياه الأمطار في الأبنية.
- أعمال السمكرة، وصنع وسائل الطهي.
- يدخل في صنع العملات والحلي المعدنية.
- كما تصنع منه التماثيل والآلات الموسيقية النحاسية.



منزل ذو سقف نحاسي

هل تعلم؟

يوجد أكبر مخزون من النحاس في جبال الآنديز في تشيلي.

استخراج النحاس

- يستخرج النحاس من فلزاته المعروفة الكلكوبيريت chalcopyrite، وفلزاته الكبريتية الأخرى.
- تركز الفلزات في عملية التعويم الرُّغاوي froth floating قبل تنقيتها.
- يسخَّن الفلز المركّز حتى درجة حرارة عالية مع ثنائي أكسيد السيليكون والهواء أو الأكسجين في أحد الأفران أو سلسلة من الأفران.
- ينتج عن هذا التسخين كبريتيد النحاس الذي يعالج بعد ذلك بنسفه بالهواء لإنتاج النحاس.

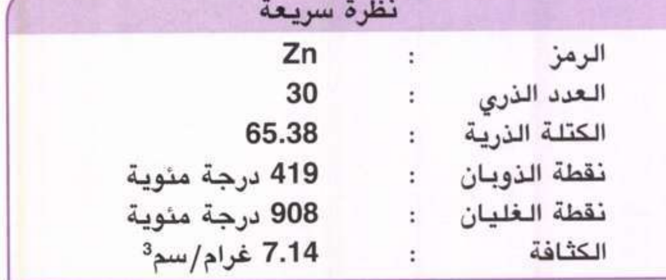
$$2CuFeS_2 + 2SiO_2 + 4O_2 \rightarrow Cu_2S + 2FeSiO_3 + 3SO_2$$

$$Cu_2S + O_2 \rightarrow 2Cu + SO_2$$

منجم نحاس في السويد

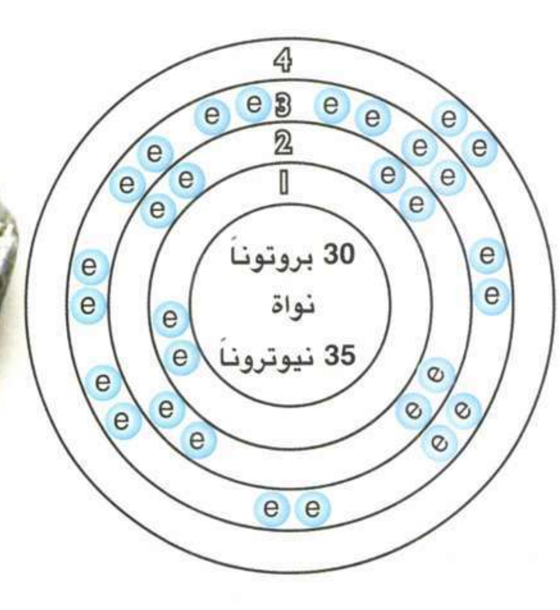
التوتياء

التوتياء أو الزنك Zinc معدن انتقالي يوجد في القشرة الأرضية. وعادةً ما يوجد التوتياء ضمن فلزاته كالسميثسونايت وكبريتيد التوتياء وأكسيد التوتياء وسيليكات القصدير والفرانكلينيت. ويقع في وسط المجموعة 12 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.



نظرة سريعة		
الرمز	:	Zn
العدد الذري	:	30
الكتلة الذرية	:	65.38
نقطة الذوبان	:	419 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	908 درجة مئوية
الكثافة	:	7.14 غرام/سم^3

البنية الذرية للتوتياء



حجر التوتياء



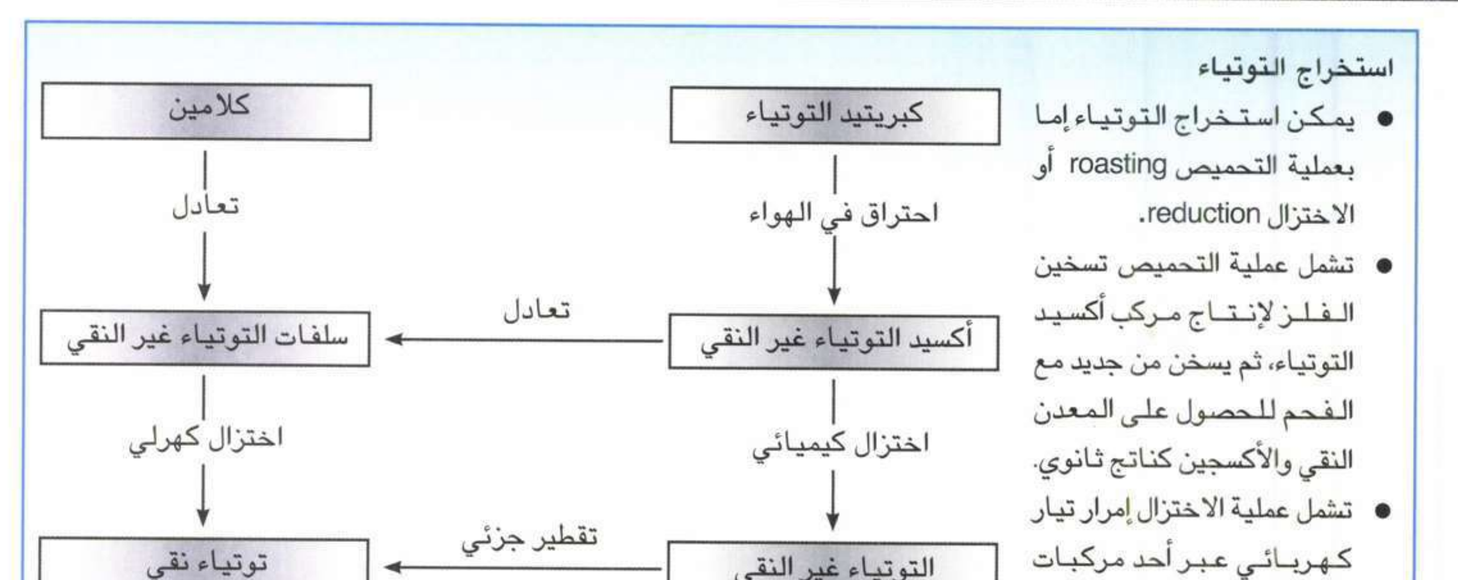
خواص التوتياء

- معدن لمّاع أبيض مائل للزرقة.
- قصِف في درجة حرارة الغرفة.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- يتأكسد ببطء في الهواء المشبع بالرطوبة.
- يطلق التوتياء غاز الهدروجين حين يتحد مع الحموض الممددة:

$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

وأكسيد التوتياء





استخراج التوتياء

استخراج التوتياء

- يمكن استخراج التوتياء إما بعملية التحميص roasting أو الاختزال reduction.
- تشمل عملية التحميص تسخين الفلز لإنتاج مركب أكسيد التوتياء، ثم يسخن من جديد مع الفحم للحصول على المعدن النقي والأكسجين كناتج ثانوي.
- تشمل عملية الاختزال إمرار تيار كهربائي عبر أحد مركبات التوتياء؛ مما يفتِّت المركب، وينتج معدن التوتياء النقي.

استخدامات التوتياء

- صنع السبائك.
- عملية تغليف galvanization المعادن الأخرى لمنع تآكلها.
- صناعة الخلايا الكهربائية.
- في الطب (كأكسيد).



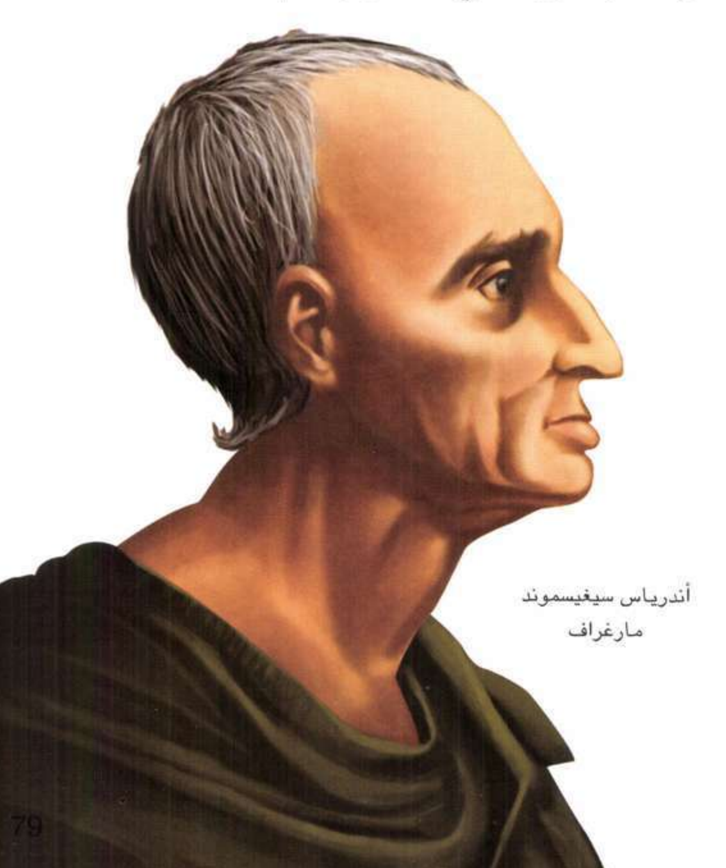


هل تعلم؟

للتوتياء نظائر توجد بشكل حر في الطبيعة هي التوتياء–64، والتوتياء–66، والتوتياء–67، والتوتياء–68، والتوتياء–70.

اكتشاف التوتياء

استخدم الإنسان التوتياء منذ أيام استخدام النحاس الأصفر brass. وقد تم عزل المعدن النقي حين قام الكيميائي الألماني أندرياس سيغيسموند مارغراف Andreas Sigismond Margraaf بتسخين مادتي الكلامين والفحم سنة 1746.



أندرياس سيغيسموند مارغراف

الفضة

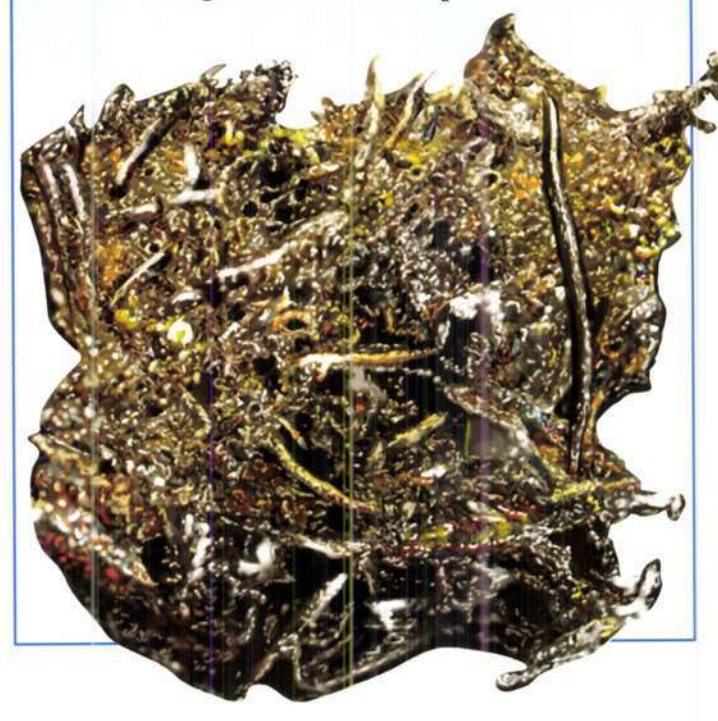
الفضة

الفضة **silver** هي إحدى المعادن الانتقالية، وتعد من المعادن الثمينة. وهي عنصر نادر يوجد في القشرة الأرضية، كما توجد كعنصر حر في الطبيعة. وتوجد الفضة في فلزات تضم الأرجنتيت وخلائط الرصاص وتوتياء الرصاص والنحاس والذهب.

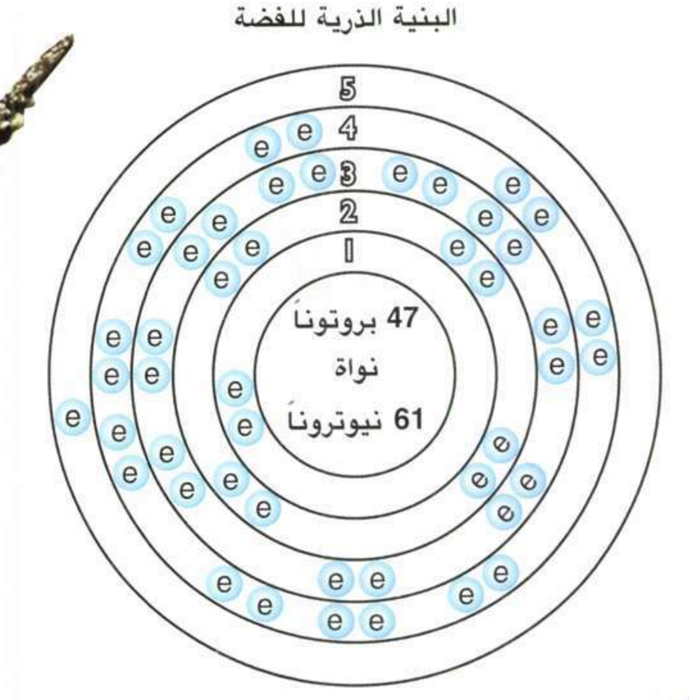
نظرة سريعة		
الرمز	:	Ag
العدد الذري	:	47
الكتلة الذرية	:	107.868
نقطة الذوبان	:	961.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.000-2.200 درجة مئوية
الكثافة	:	10.49 غرام/سم^3

خواص الفضة

- عنصر أبيض لماع.
- قابل للشد والطرق.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.
- تتمتع الفضة بأعلى ناقلية حرارية بين جميع المعادن.
- عنصر مستقر في الماء والهواء.
- ينحل بسهولة في حمض الآزوت وينتج نترات الفضة.



البنية الذرية للفضة





استخدامات الفضة

- تستخدم الفضة للزينة في صنع الحلي وأواني الطاولة.
- وتستخدم في صنع النقود المعدنية.
- وتستخدم في صنع المعدات الكهربائية والإلكترونية كالأسلاك وغيرها، وكذلك في التصفيح الكهربائي.
- وتستخدم على نطاق واسع في الحشوات السنية.
- وتستخدم في تحميض الأفلام.

استخراج الفضة

يتم الاستحصال على الفضة بإحدى هذه الطرائق:

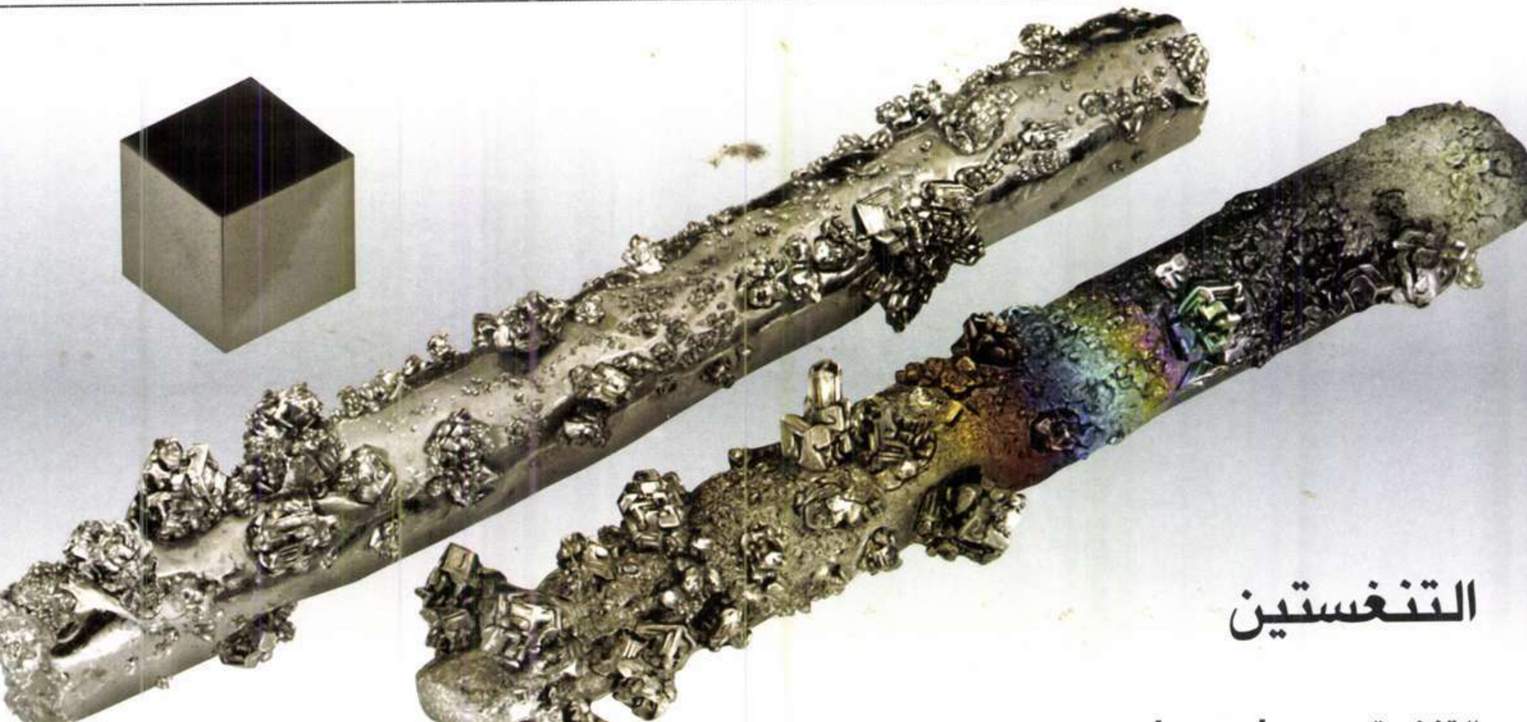
- طريقة السيانيد cyanide process.
- نزع الفضة عن الرصاص desilverization of lead.
- عمليات الكهرلة Electrolysis processes.

اكتشاف الفضة

اكتشفت الفضة منذ أقدم الأزمان: فقد وجد علماء الآثار أشياءً صنعت من الفضة في مصر تعود إلى حوالي 3400 سنة قبل الميلاد.

هل تعلم؟

أكثر دول العالم إنتاجاً للفضة هي المكسيك والبيرو والولايات المتحدة وكندا وبولندا وتشيلي وأستراليا.

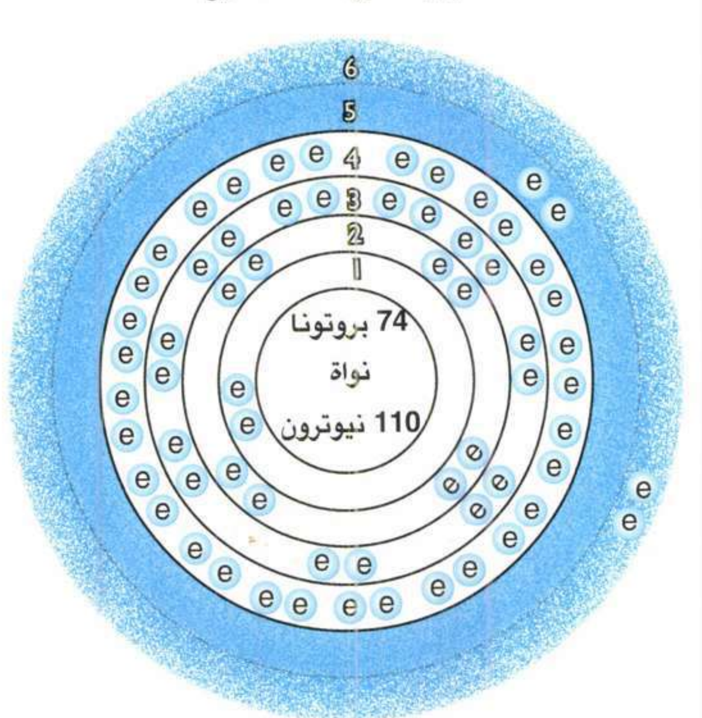


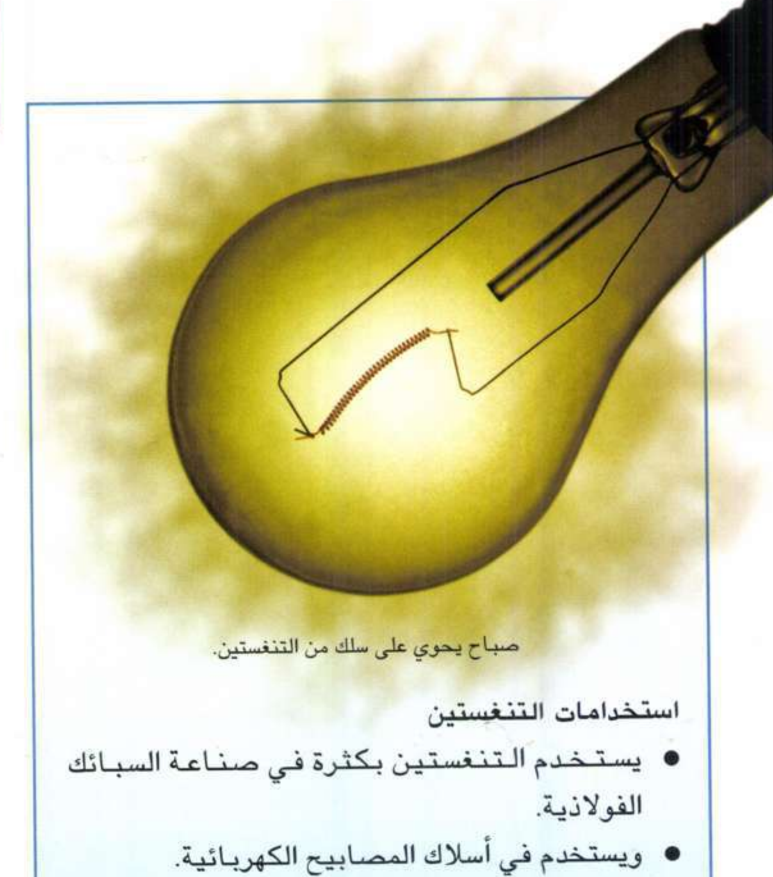
التنغستين

التنغستين tungsten من المعادن الانتقالية. وينتمي إلى المجموعة 6 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. وهو يوجد دائماً على شكل مركبات. وأكثر فلزات التنغستين شيوعاً هي: الشَّيليت scheelite والوُلفراميت wolframite.

نظرة سريعة		
الرمز	:	W
العدد الذري	:	74
الكتلة الذرية	:	183.85
نقطة الذوبان	:	3.410 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	5.900 درجة مئوية
الكثافة	:	19.3 غرام/سم^3

البنية الذرية للتنغستين





صباح يحوي على سلك من التنغستين.

استخدامات التنغستين

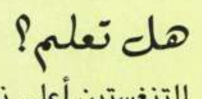
- يستخدم التنغستين بكثرة في صناعة السبائك الفولاذية.
- ويستخدم في أسلاك المصابيح الكهربائية.
- ويستخدم كمهبط مضاد anti-cathode في أنابيب الأشعة السينية.

خواص التنغستين

- معدن رمادي بلون الفولاذ ويتدرج لونه إلى الأبيض.
- وهو عنصر قاسٍ وقصف.
- ناقل جيد للتيار الكهربائي.
- يعد معدناً غير ناشط نسبياً.
- ولا يتفاعل مع الحموض بسرعة.

استخراج التنغستين

تعتمد عملية إنتاج التنغستين على تركيز المعدن باستخدام خواصه المغناطيسية، ومن ثمَّ استخراجه. وأثناء عملية الاستخراج يتَّحد التنغستين مع حمض كلور الماء، تاركاً وراءه ترسبات ثالث كلوريد التنغستين tungsten trichloride. ثم يُحَل ثالث كلوريد التنغستين في النشادر ليشكل التنغستات tungstate التي تتبلور وتشتعل.

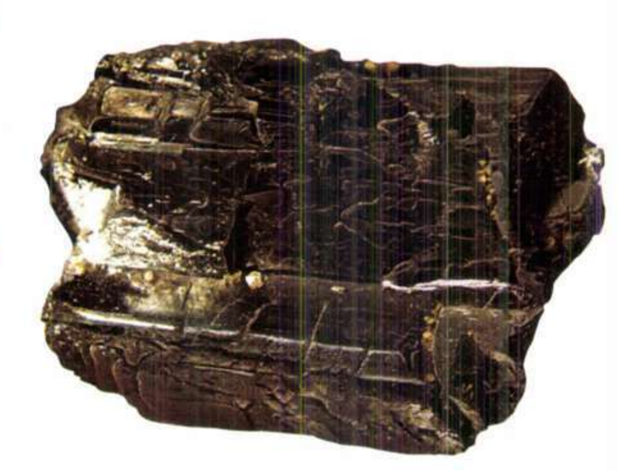


للتنغستين أعلى نقطة انصهار بين جميع المعادن.

اكتشاف التنغستين

اكتشف ك. و. شيل K.W. Scheele التنغستين سنة 1781، ولكن تم عزله لأول مرة من قبل دون فاوستو ديلويار Don Fausto d'Elhuyar سنة 1783.


الولفراميت

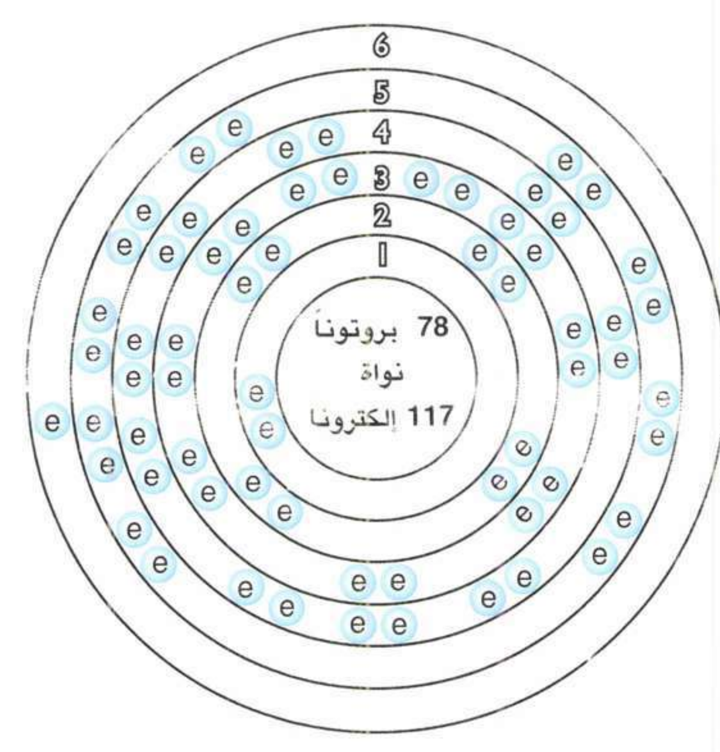


البلاتين

البلاتين platinum معدن انتقالي ينتمي إلى المجموعة 10 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد البلاتين مع المعادن الأخرى كالنحاس والنيكل، ويحصل عليه كنتاج ثانوي لعمليات تعدين هذه المعادن. ويعد السبيريليت sperrylite هو الفلز الرئيس للبلاتين.

نظرة سريعة		
الرمز	:	Pt
العدد الذري	:	78
الكتلة الذرية	:	195.08
درجة الذوبان	:	1.773 درجة مئوية
درجة الغليان	:	3.827 درجة مئوية
الكثافة	:	21.45 غرام/سم^3

البنية الذرية للبلاتين



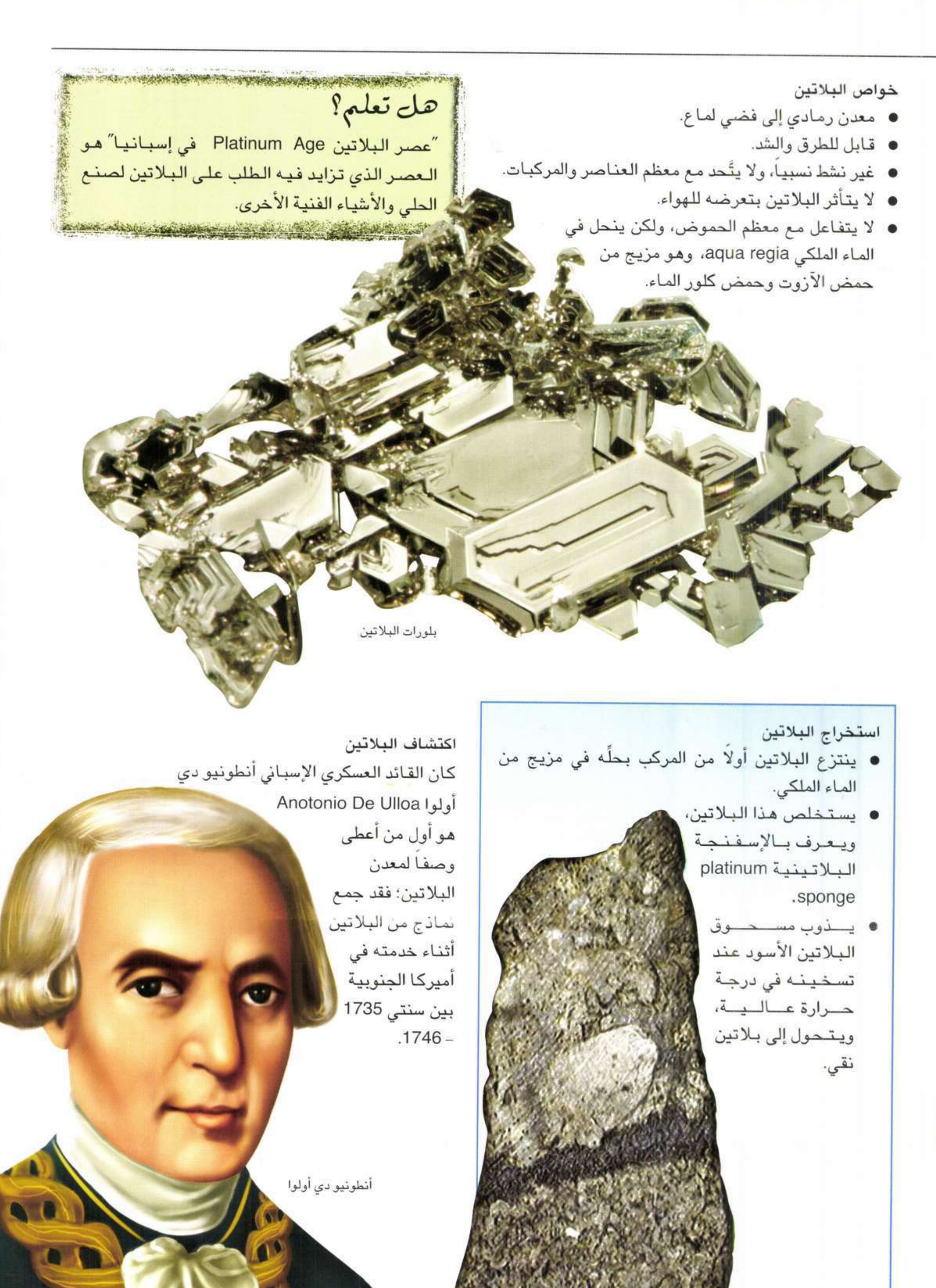




خواتم ماسية مصنوعة من البلاتين

استخدامات البلاتين

- من أكثر استخدامات البلاتين صناعة الحلي لكونه معدناً قاسياً وجميلاً ومقاوماً للتآكل.
- يستخدم محفزاً catalyst في الصناعات البترولية الحديثة.
- يستخدم في تركيب الدارات المتكاملة integrated circuits في الصناعات الإلكترونية.
- يستخدم في طب الأسنان.



هل تعلم؟

"عصر البلاتين Platinum Age في إسبانيا" هو العصر الذي تزايد فيه الطلب على البلاتين لصنع الحلي والأشياء الفنية الأخرى.

خواص البلاتين

- معدن رمادي إلى فضي لماع.
- قابل للطرق والشد.
- غير نشط نسبياً، ولا يتَّحد مع معظم العناصر والمركبات.
- لا يتأثر البلاتين بتعرضه للهواء.
- لا يتفاعل مع معظم الحموض، ولكن ينحل في الماء الملكي aqua regia، وهو مزيج من حمض الآزوت وحمض كلور الماء.

بلورات البلاتين

استخراج البلاتين

- ينتزع البلاتين أولاً من المركب بحلِّه في مزيج من الماء الملكي.
- يستخلص هذا البلاتين، ويعرف بالإسفنجة البلاتينية platinum sponge.
- يذوب مسحوق البلاتين الأسود عند تسخينه في درجة حرارة عالية، ويتحول إلى بلاتين نقي.

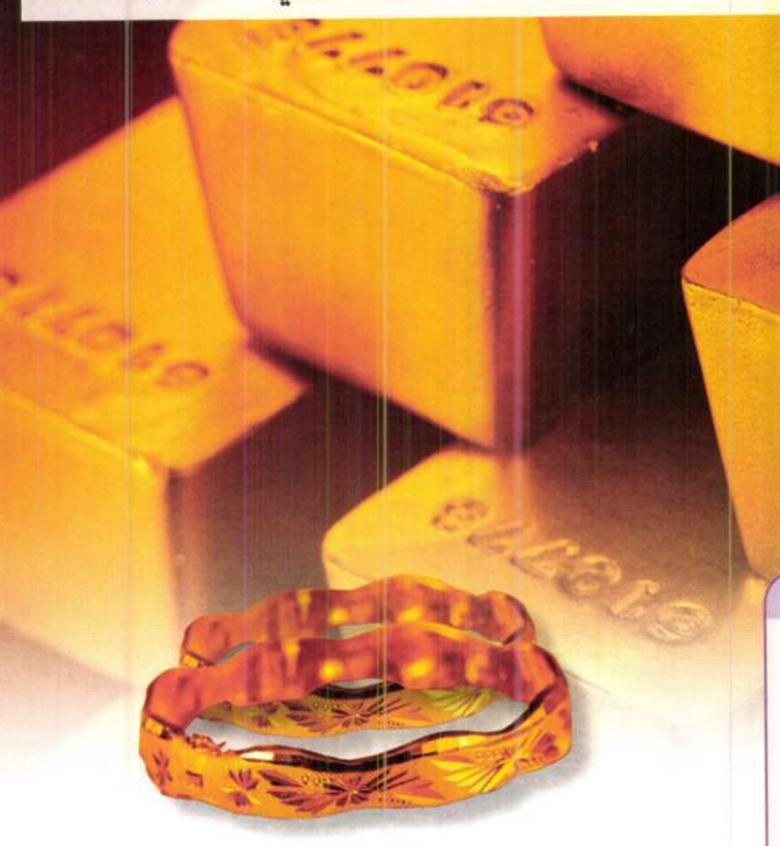
اكتشاف البلاتين

كان القائد العسكري الإسباني أنطونيو دي أولوا Anotonio De Ulloa هو أول من أعطى وصفاً لمعدن البلاتين؛ فقد جمع نماذج من البلاتين أثناء خدمته في أميركا الجنوبية بين سنتي 1735 - 1746.

أنطونيو دي أولوا

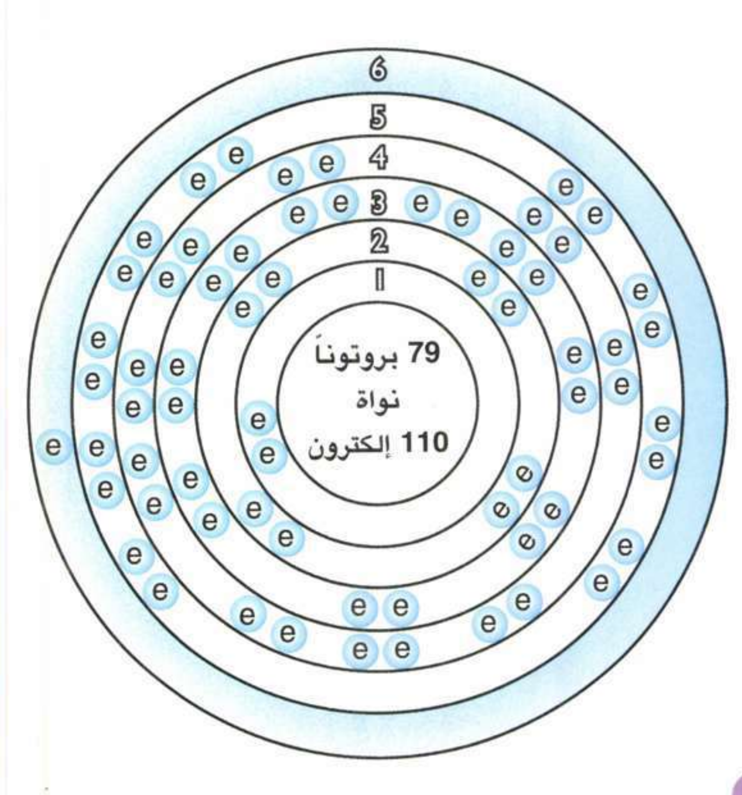
الذهب

الذهب **gold** عنصر معدني، وهو من أحد أقدم المعادن التي تم اكتشافها. وهو يوجد بشكل طبيعي كعروق كوارتزية **quartz veins** في الصخور النابطة (البركانية) **extrusive rocks** مع فلزات النحاس والمعادن المحلية الأخرى. ويقع الذهب في المجموعة **11** من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.



نظرة سريعة		
الرمز	:	Au
العدد الذري	:	79
الكتلة الذرية	:	196.9665
نقطة الذوبان	:	1.064 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.700 درجة مئوية
الكثافة	:	19.32 غرام/سم^3

البنية الذرية للذهب



خواص الذهب

- معدن أصفر، متألق ذو لمعة عالية.
- طري وكثيف.
- قابل للطرق والشد.
- ناقل جيد للحرارة والكهرباء.





استخراج الذهب

- يمزج فلز الذهب أولاً بالزئبق لإنتاج ملغم amalgam.
- والملغم هو مزيج من الزئبق مع معدن آخر.
- ثم يزال ملغم الذهب من فلزه.
- ثم يسخَّن للتخلص من الزئبق؛ فنحصل على ذهب نقي.



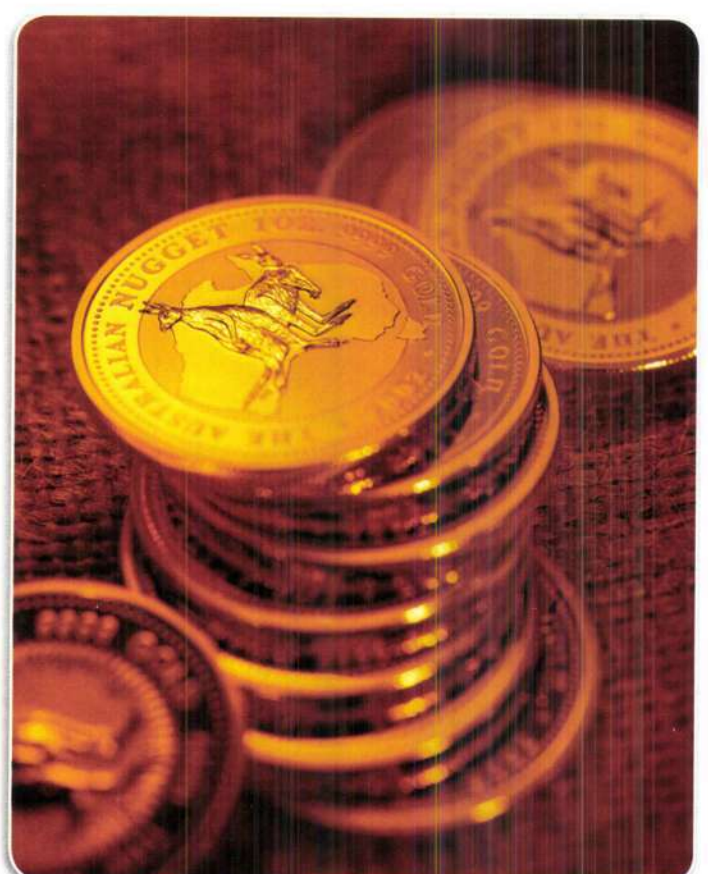
استخدامات الذهب

- يستخدم الذهب في صنع العملات المعدنية والميداليات.
- يستخدم في صناعة الحلي على نطاق واسع.
- يستخدم في ملء الفجوات السنية، وفي صنع الجسور والتيجان السنية.
- يستخدم الذهب في الصناعات الكهربائية والإلكترونية، لاسيما في الدارات المطبوعة على العوازل printed circuits والموصلات connectors.

اكتشاف الذهب

اكتشف الذهب في العصور القديمة منذ حوالي 2600 سنة قبل الميلاد. ويبدو أنه استخدم في البدء كعملة.





هل تعلم؟

أكثر بلدان العالم المنتجة للذهب هي جنوب أفريقيا والولايات المتحدة وأستراليا وكندا وروسيا والصين وأوزبكستان وغينيا الجديدة وإندونيسيا.

الزئبق

الزئبق mercury معدن انتقالي، يوجد في الطبيعة على شكل فلزات الزنجفر cinnabar. ويوجد الزئبق في المجموعة 12 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

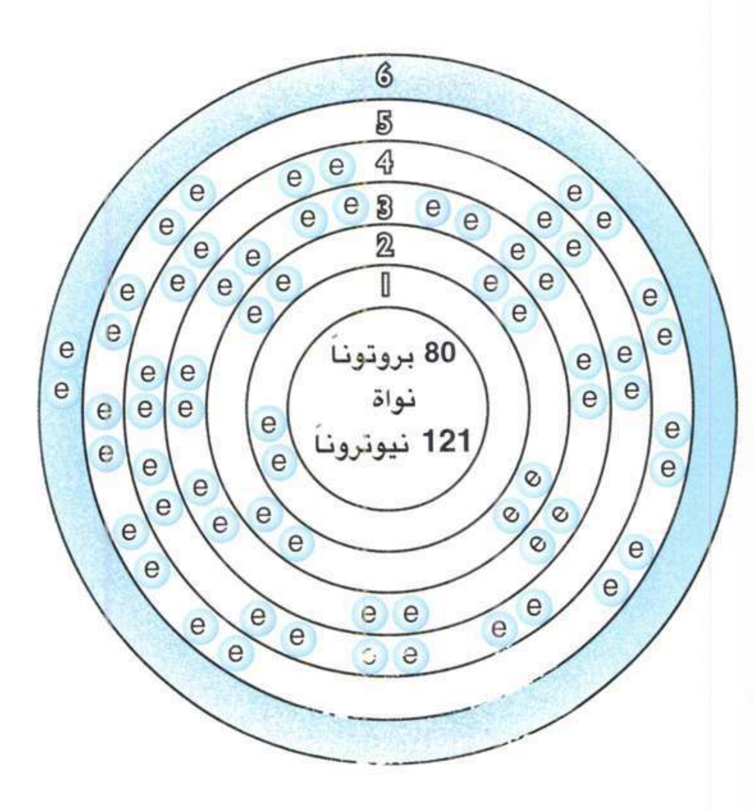
نظرة سريعة		
الرمز	:	Hg
العدد الذري	:	80
الكتلة الذرية	:	200.59
نقطة الذوبان	:	–38.87 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	356 درجة مئوية
الكثافة	:	13.5 غرام/سم^3



خواص الزئبق

- معدن فضي اللون.
- له لمعة صفراء وتألق عالٍ.
- طري وكثيف.
- قابل للطرق والشد.
- ناقل جيد للكهرباء.
- ذو سطح عالي التوتر.
- الزئبق هو المعدن الوحيد الذي يكون بحالته السائلة في درجة حرارة الغرفة.
- يتفاعل الزئبق بسرعة مع الكلور وحمض الآزوت منتجاً نترات الزئبق وأكسيدات الآزوت.

البنية الذرية للزئبق



استخدامات الزئبق

- يستخدم الزئبق في بعض أنواع موازين الحرارة وموازين الضغط الجوي.
- يستخدم في المضخات الخوائية vacuum pumps.
- ويستخدم في المقومات الكهربائية electric rectifiers والقوابس switches.
- ويستخدم في المرايا، وفي صناعة صواعق التفجير detonators.
- ويستخدم بكثرة في تركيب ملغم الصوديوم الذي يستخدم كعامل اختزال في المختبر.
- ويستخدم في مصابيح النيون والبطاريات.
- ويستخدم في صناعة مبيدات الآفات الزراعية.

اكتشاف الزئبق

اكتشف الزئبق بين القرنين 15–16 قبل الميلاد. فقد وجد في بعض القطع الزجاجية التي صنعها المصريون القدماء.



مصباح زئبقي.

ميزان ضغط جوي زئبقي.

هل تعلم؟

الزئبق هو المعدن الوحيد الذي يكون سائلاً في درجة حرارة الغرفة.

استخراج الزئبق

يستخرج الزئبق من الزنجفر بطريقة التحميص، ثم يقطَّر الناتج للحصول على الزئبق النقي.

$$HgS + O_2 \rightarrow Hg + SO_2$$

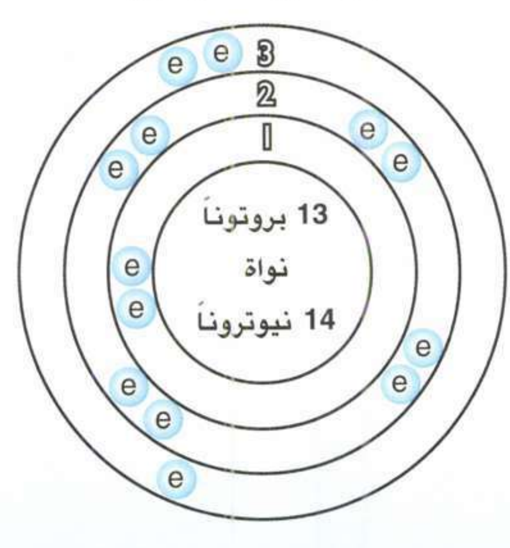
بناء من الألومنيوم

الألومنيوم

الألومنيوم **aluminum** هو ثالث أكثر المعادن وفرةً على الأرض، ويوجد في كل مكان. ويوجد الألومنيوم في الطبيعة على شكل مركبات وفلزات كالبوكسيت **bauxite** والجبسيت **gibbsite** والكريوليت **cryolite**. ويقع الألومنيوم في المجموعة 13 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة		
الرمز	:	Al
العدد الذري	:	13
الكتلة الذرية	:	26.98154
نقطة الذوبان	:	660 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.450-2.327 درجة مئوية
الكثافة	:	2.7 غرام/سم^3

البنية الذرية للألومنيوم





مطرة (حافظة ماء) من الألومنيوم



ورق ألمنيوم

استخدامات الألومنيوم

- يستخدم الألومنيوم في صنع أواني الطهي.
- ويستخدم في البناء لصنع النوافذ والأبواب والأسياخ.
- يستخدم في الصناعات الفضائية ووسائل النقل.
- ونستفيد منه كناقل كهربائي.
- يستخدم في عمليات التغليف والتعبئة، كورق الألومنيوم، وعبوات الجعة، والمشروبات الخفيفة، ومواسير الألوان الزيتية، وبعض الأدوات المنزلية.
- يستخدم مسحوق الألومنيوم في الدهان، وفي الوقود السائل للصواريخ.

خواص الألومنيوم

- معدن فضي اللون ذو لمعة مائلة للزرقة.
- قابل للطرق والشد.
- ناقل جيد للكهرباء.
- عنصر شديد التفاعل.
- يشكل الألومنيوم أكسيد الألومنيوم بتفاعله السريع مع الأكسجين. ويشكل أكسيد الألومنيوم طبقة واقية على المعدن تمنعه من الصدأ.



استخراج الألومنيوم

- يستخرج الألومنيوم من فلز البوكسيت بعملية باير Bayer's process.
- يخلط الفلز أولاً بماءات الصوديوم؛ مما يؤدي إلى حل أكسيد الألومنيوم.
- ثم يعالج أكسيد الألومنيوم بالكريوليت، وتمرر فيه الكهرباء.
- يُطلى وعاء الكهرلة بطبقة من الكربون تعمل مهبط لقطب كهربائي سالب. ويصنع مصعد القطب الكهربائي الموجب أيضاً من الكربون.
- تصبح شوارد الألومنيوم والأكسجين حرةً، فتنضم شوارد الألومنيوم إلى المهبط وشوارد الأكسجين إلى المصعد، وبذلك نحصل على معدن الألومنيوم.

اختزال معدن الألومنيوم عند المهبط:

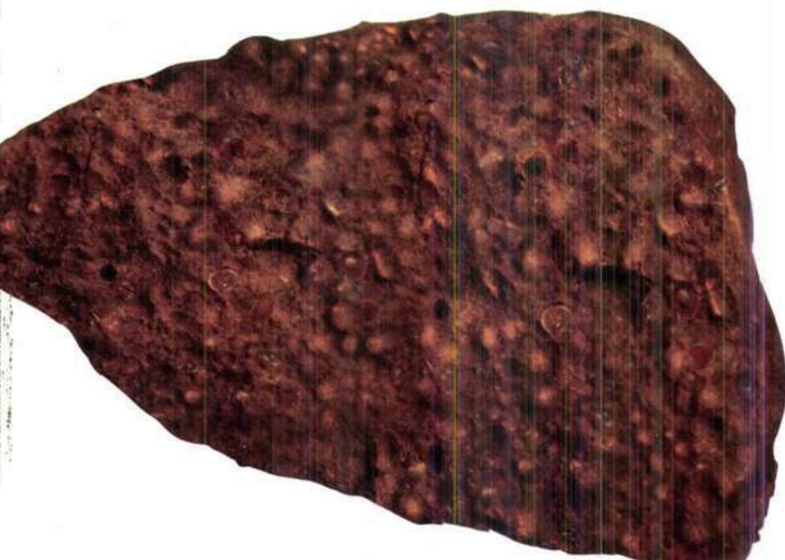
$$Al_{\bar{3}} + 3e \Rightarrow Al$$

تأكسد غاز الأكسجين عند المصعد:

$$2O_2 \Rightarrow O_2 + 4\bar{e}$$

اكتشاف الألومنيوم

يعتقد أن اليونانيين والرومان القدماء هم أول من استخدم مركبات الألومنيوم، حيث كان معروفاً لدى الرومان في القرن الأول الميلادي.



هل تعلم؟

تم عزل معدن الألومنيوم لأول مرة من قبل هانز كريستيان أورستد Hans Christian Orsted سنة 1825 بعملية كيميائية.

القصدير

القصدير tin معدن رئيس ينتمي إلى المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد القصدير في المتآصلات allotropes والفلزات. ومن أكثر فلزات القصدير المعروفة الكاستريت casseterite وهو أحد أشكال أكسيد القصدير. ومن متآصلات القصدير المعروفة β-form وα-tin.

خواص القصدير

- معدن أبيض فضي.
- قابل للطرق والشد.
- يصبح قصفاً جداً حين تعلو درجة الحرارة عن 200 مئوية.
- لا يتفاعل القصدير مع الماء أو الأكسجين في درجة حرارة الغرفة، لذا فهو لا يصدأ ولا يتآكل.
- يشكل القصدير الكلوريد القصديري stannous chloride حين يتحد مع حمض كلور الماء الممدد.

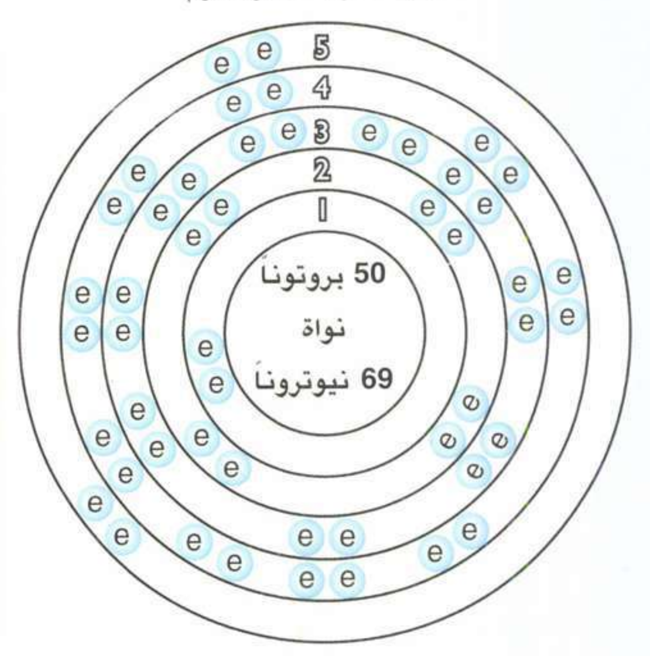
$$Sn + 2HCl \rightarrow SnCl_2 + H_2$$

- يتفاعل القصدير أيضاً مع الحموض المركزة، ولكنه لا يتأثر عند تعرضه للهواء.



نظرة سريعة		
الرمز	:	Sn
العدد الذري	:	50
الكتلة الذرية	:	118.69
نقطة الذوبان	:	232 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.260 درجة مئوية
الكثافة	:	7.31 غرام/سم^3

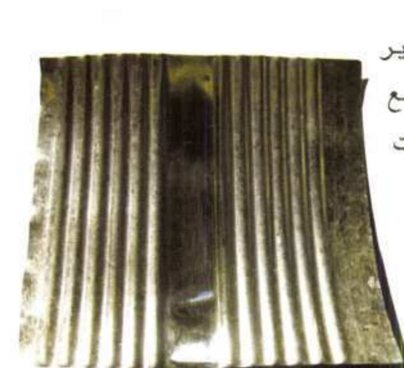
البنية الذرية للألومنيوم

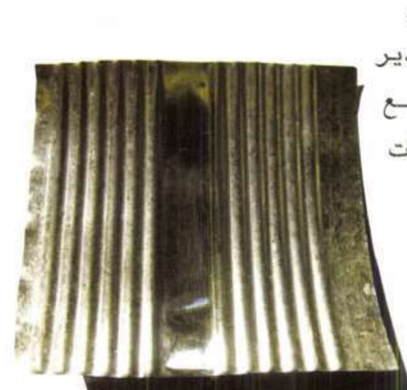




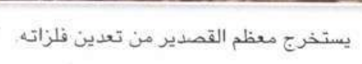


استخدامات القصدير





- استُخدم القصدير قديماً في صنع الحلي والعملات المعدنية والصحون.
- يستخدم القصدير الآن في صنع ألواح تستخدم في البِناء وتغطية السقوف.
- يستخدم القصدير في عمليات لحام وضم القطع المعدنية إلى بعضها.
- يستخدم القصدير أيضاً في صنع عبوات التخزين.
- ومن الفوائد المهمة للقصدير صنع السبائك كالبرونز bronze والبابيت Babbit.



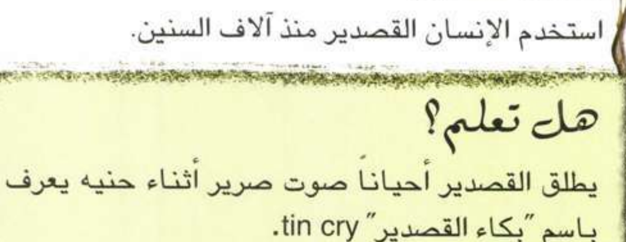
يستخرج معظم القصدير من تعدين فلزاته.

استخراج القصدير

- يحمّى الكاسيتريت أولاً بالفحم.
- يزال الأكسجين بهذا التفاعل، وينتج القصدير غير النقي.
- يمكن إزالة الآثار الضئيلة للحديد في فلز الكاسترين بتسخين القصدير غير النقي مع وجود الأكسجين.
- يتحول الحديد إلى ثالث أكسيد الحديد مخلفاً معدن القصدير.

اكتشاف القصدير

استخدم الإنسان القصدير منذ آلاف السنين.



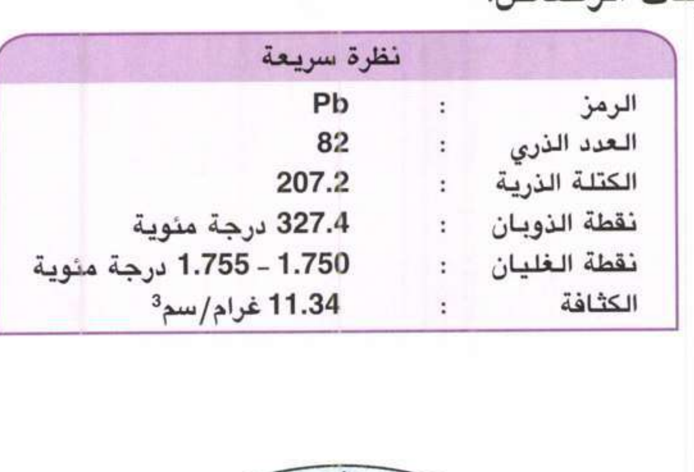
هل تعلم؟

يطلق القصدير أحياناً صوت صرير أثناء حنيه يعرف باسم "بكاء القصدير" tin cry.

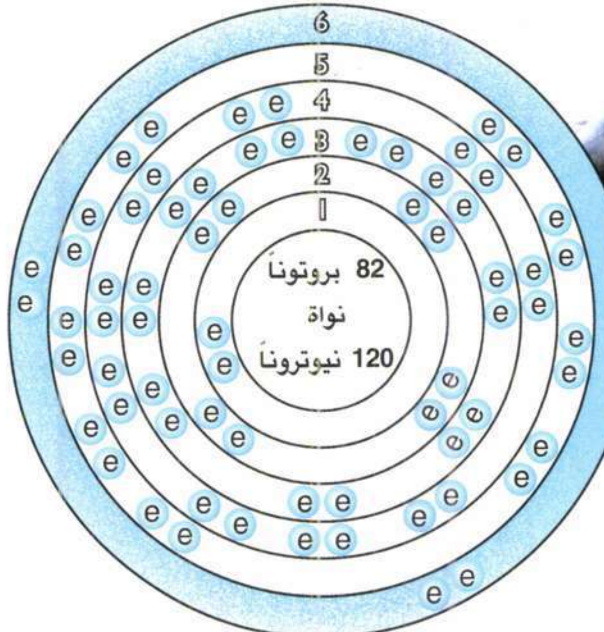


الرصاص

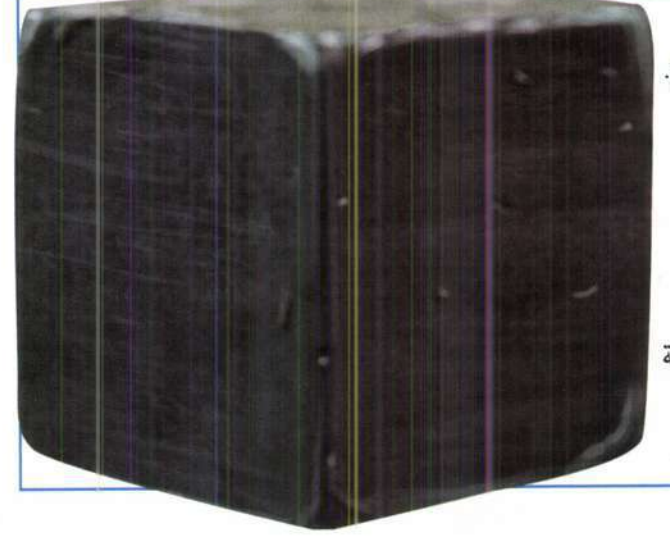
الرصاص **lead** هو أحد أعضاء عائلة الكربون، وأثقلها جميعاً. ينتمي الرصاص إلى المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد الرصاص في الطبيعة على شكل فلزات كالغالينا **galena** أو كبريتيد الرصاص، والأنغلسيت **anglesite** أو كبريتات الرصاص، والسيروسيت **cerusite** أو كربونات الرصاص.



نظرة سريعة		
الرمز	:	Pb
العدد الذري	:	82
الكتلة الذرية	:	207.2
نقطة الذوبان	:	327.4 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	1.750 - 1.755 درجة مئوية
الكثافة	:	11.34 غرام/سم^3







خواص الرصاص

- معدن ثقيل، وطري، وفضي اللون، مائل إلى الزرقة، ذو مظهر لماع.
- قابل للطرق والشد.
- يمكن بسهولة حني الرصاص وقَطْعه وإعادة تشكيله وسحبه.
- ناقل رديء للتيار الكهربائي والصوت والاهتزازات.
- معدن نشط باعتدال.
- مستقر في الهواء الجاف.
- ينحل الرصاص في حمض الآزوت المركز، والمحلولات الدافئة للحموض الممددة.
- ولا يتفاعل مع الأكسجين بسهولة.



منجم رصاص

استخراج الرصاص

- يسخَّن فلز الرصاص أولاً في الهواء بعملية التحميص لتحويله إلى أكسيد رصاص.
- ثم يسخَّن أكسيد الرصاص مع الفحم النقي.
- يزيل الفحم الأكسجين مخلّفاً الرصاص النقي.
- ثم ينقَّى هذا الرصاص أكثر بعملية الكهرلة؛ وذلك بإمرار تيار كهربائي في المركّب.

اكتشاف الرصاص

استخدم الإنسان الرصاص منذ آلاف السنين.

هل تعلم؟

للرصاص نظائر موجودة في الطبيعة هي الرصاص 204، والرصاص 206، والرصاص 207، والرصاص 208.

استخدامات الرصاص

- يستخدم الرصاص في صنع طلقات المسدسات والبنادق.
- تستخدم ألواح الرصاص في عمليات البناء.
- ومن استخدامات الرصاص الأخرى: عمليات التلحيم، وأنابيب المياه والمجاري، والحوامل الكروية.
- يستخدم الرصاص في صنع السبائك كخليطة البيوتر pewter، وسبيكة السمكرة plumber's alloy، ومعدن حروف الطباعة type metal.

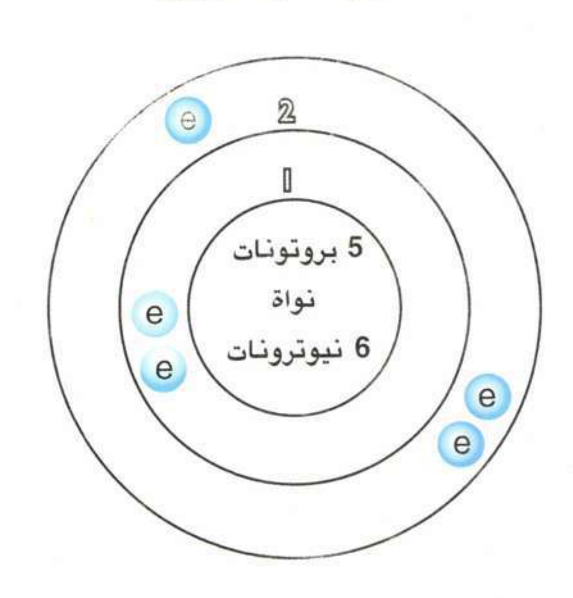
يستخدم الرصاص في صنع الأرغن.

البورون

يعد البورون **boron** من اللا معادن، وهو العنصر الأول في المجموعة 13 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. يوجد البورون دائماً في الفلزات كالبورق **borax** أو بورات الصوديوم، والكولمانيت **colemanite** أو بورات الكالسيوم، وغيرها.

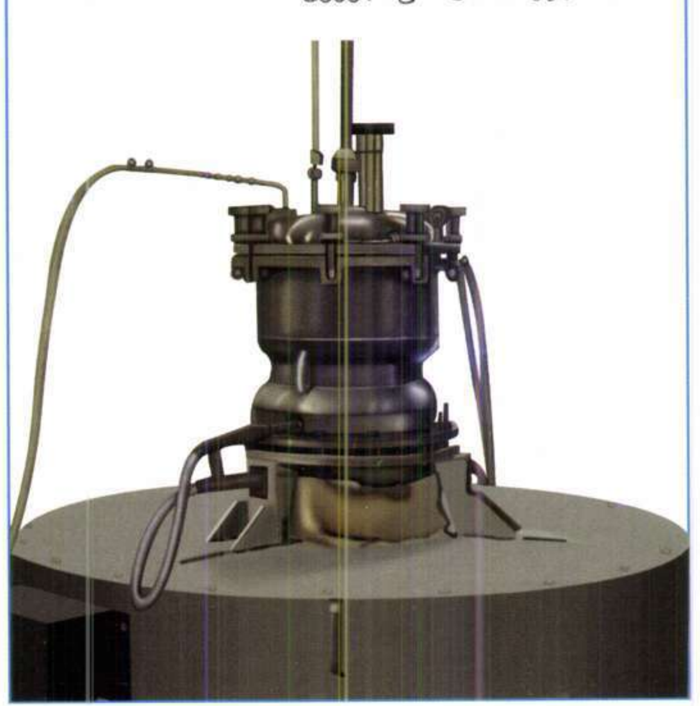
نظرة سريعة		
الرمز	:	B
العدد الذري	:	5
الكتلة الذرية	:	10.811
نقطة الذوبان	:	2.200 - 2.300 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	3927 مئوية
الكثافة	:	2.46 و2.31 غرام/سم^3

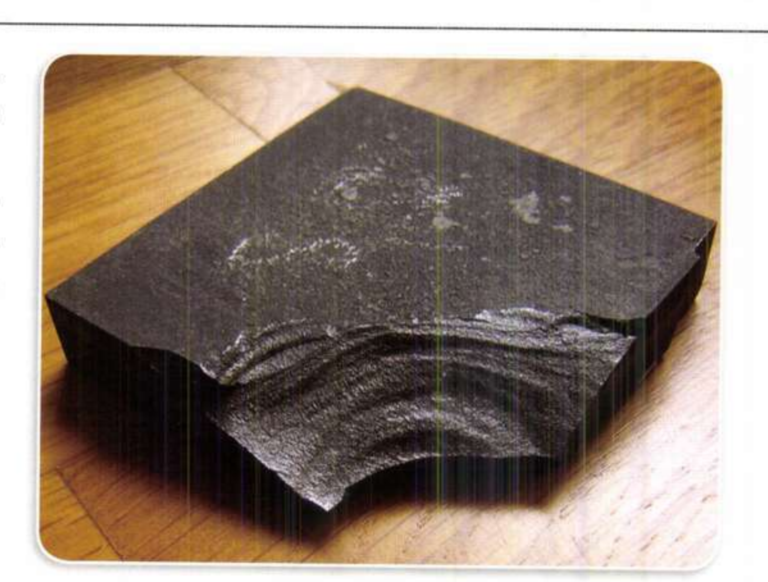
البنية الذرية للبورون



استخراج البورون

- يسخن أكسيد البورون مع مسحوق المغنيزيوم أو الألومنيوم للحصول على البورون.
- إذا مررنا تياراً كهربائياً بثالث كلوريد البورون المصهور نحصل على البورون.





خواص البورون

- يوجد البورون في جميع متآصلاته بأشكاله البلورية واللا بلورية.
- للأشكال البلورية نوعان: بلورات حمراء، وبلورات سوداء.
- يوجد شكله اللا بلوري كمسحوق أسود.
- البورون قادر على امتصاص النيوترونات.
- يشكل البورون ثالث أكسيد البورون B_2O_3 حين يتَّحد مع أكسجين الهواء.
- لا يتفاعل البورون مع الحموض.
- البورون ناقل رديء للكهرباء في درجة حرارة الغرفة.
- ولكنه ناقل جيد للكهرباء في درجات الحرارة العالية.
- يتفاعل البورون في شكله الذروي (مسحوق) مع حمض الآزوت الحار وحمض الكبريت الحار.

هل تعلم؟

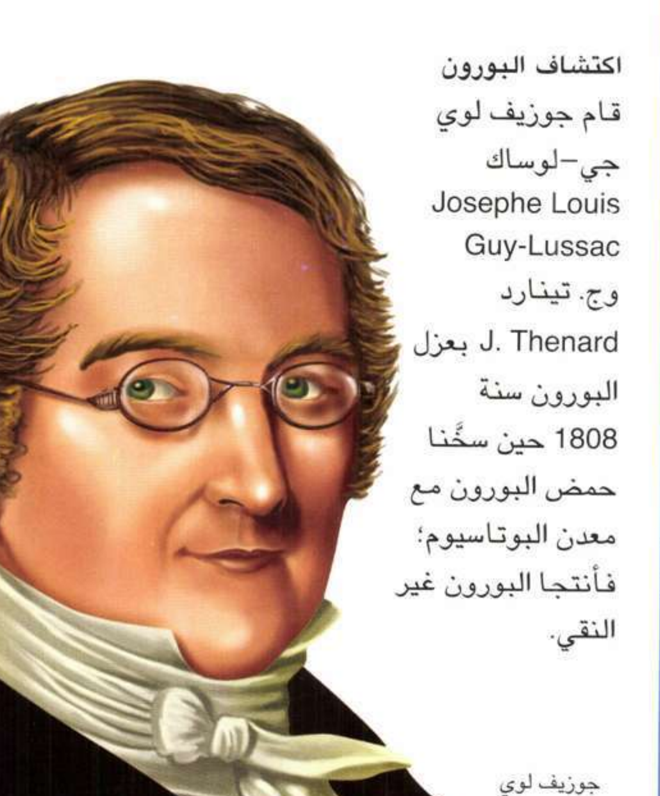
العلاج بالتقاط نيوترون البورون boron neutron capture therapy (BNCT) هو أحد طرائق استهداف الخلايا السرطانية والعمل على إبادتها.

استخدامات البورون

- يستخدم البورق borax، وهو أحد مركبات البورون، في صنع الزجاج.
- تستخدم مركبات البورون في الزراعة، وكصادات للنيران fire deterrents، وفي صنع الصابون ومساحيق الغسيل.
- يستخدم البورون في صنع السبائك.

اكتشاف البورون

قام جوزيف لوي جي-لوساك Josephe Louis Guy-Lussac وج. تينارد J. Thenard بعزل البورون سنة 1808 حين سخَّنا حمض البورون مع معدن البوتاسيوم؛ فأنتجا البورون غير النقي.



جوزيف لوي جي-لوساك

السيليكون

السيليكون silicon لا معدن ينتمي إلى المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويعد من أشباه المعادن لأنه يحوي على خواص المعادن واللا معادن. ويوجد السيليكون دائماً في مركبات مع عناصر أخرى كالمغنيزيوم والكالسيوم والفوسفور والأكسجين.

نظرة سريعة		
الرمز	:	Si
العدد الذري	:	14
الكتلة الذرية	:	28.0855
نقطة الذوبان	:	1.410 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	2.355 درجة مئوية
الكثافة	:	2.33 غرام/سم^3

البنية الذرية للسيليكون

3
2
1
14 بروتوناً
نواة
14 نيوتروناً



خواص السيليكون

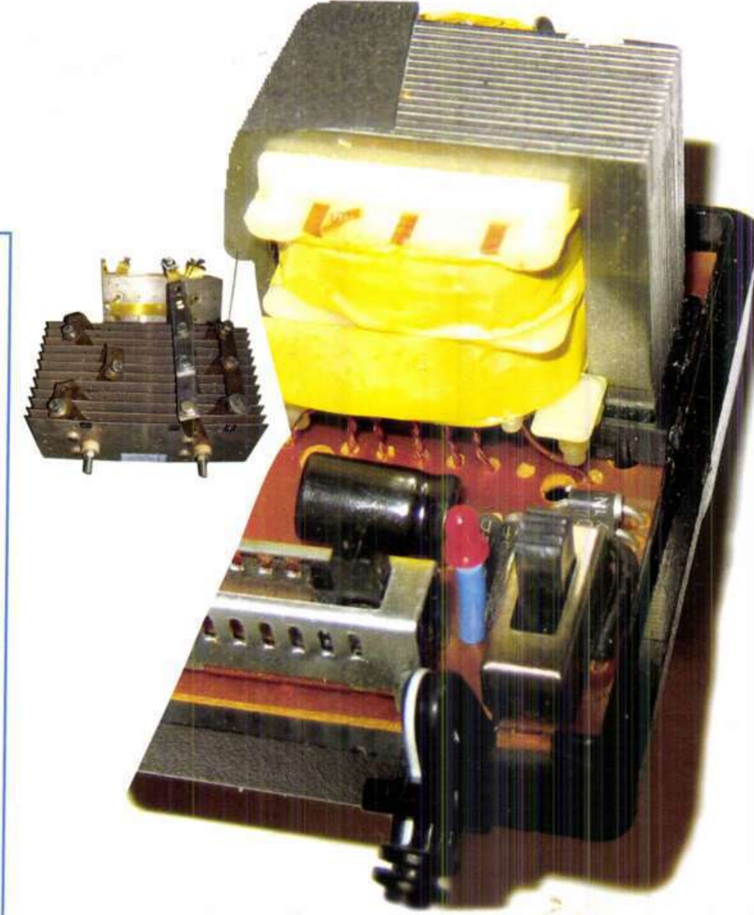
- يعد السيليكون من أشباه المعادن.
- يوجد السيليكون في شكلين متآصلين: إما بشكله الرمادي القاتم اللماع ذي البلورات الإبرية الشكل، أو على شكل مسحوق أسود ذي بنية خالية من البلورات.
- نصف ناقل للكهرباء semiconductor: فهو ينقل الكهرباء بشكل أفضل من اللا نواقل، ولكن أقل من النواقل.
- يعد عنصراً غير نشط نسبياً.
- يصبح أشد نشاطاً في درجات الحرارة العالية.
- يتفاعل مع عناصر مثل الأكسجين والنتروجين والكبريت والفوسفور في حال انصهارها.

استخدامات السيليكون

- يستخدم السيليكون على نطاق واسع في صنع السبائك.
- ويستخدم بكثرة في الصناعات الإلكترونية كالترانزستور ومكوناته، والخلايا الضوئية أو الشمسية photovoltaic (solar) cells، والمقومات، وبعض أجزاء دارات الحاسوب.
- تعد السيليكات الناتجة من السيليكون مركبات صناعية مهمة.

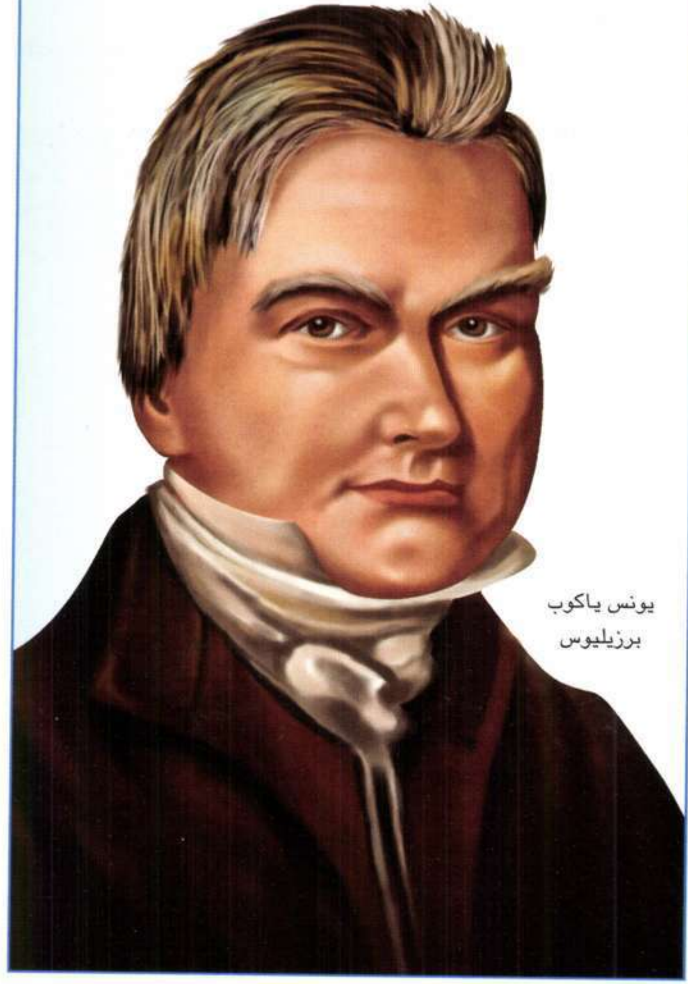


محامل مصنوعة من السيليكون



اكتشاف السيليكون

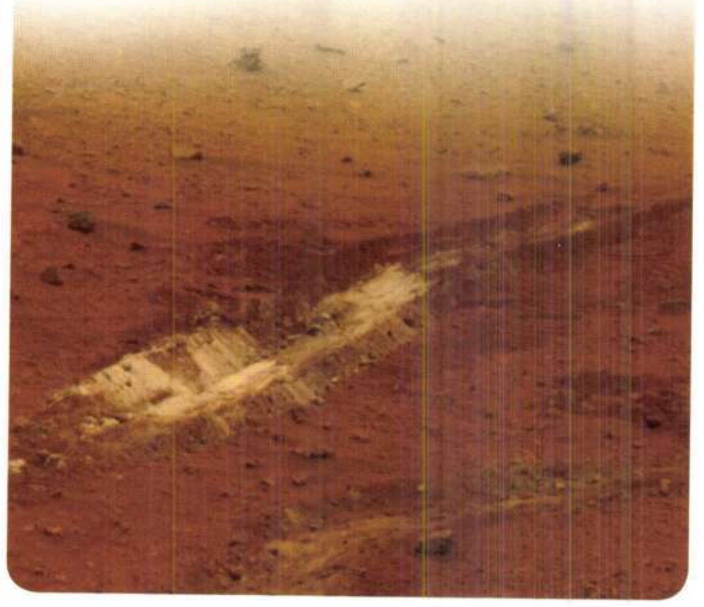
أول من عرف السيليكون كان العالم يونس ياكوب برزيليوس Jöns Jacob Berzelius سنة 1824. حضَّر برزيليوس شكلاً غير متبلور من السيليكون، بينما حضَّر هـ. سان دوفيل H. St Deville شكلاً متبلوراً من السيليكون سنة 1854.



يونس ياكوب برزيليوس

استخراج السيليكون

تشمل عملية استخراج السيليكون تسخين ثنائي أكسيد السيليكون مع الكربون، حيث يحل الكربون محل السيليكون.



يوجد السيليكون بشكل طبيعي في تربة كوكب المريخ.

هل تعلم؟

السيليكون هو ثاني أكثر العناصر وجوداً في القشرة الأرضية.

الهدروجين

الهدروجين **hydrogen** هو أكثر العناصر انتشاراً في الكون، وهو أيضاً أبسط العناصر. يوجد الهدروجين في كل مكان على الكرة الأرضية، ويتألف من خليط من ثلاث نظائر هي: البروتيوم **protium**، والدوتريوم **deutrium**، والتريتيوم **tritium**. ويقع الهدروجين في المجموعة الأولى من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.



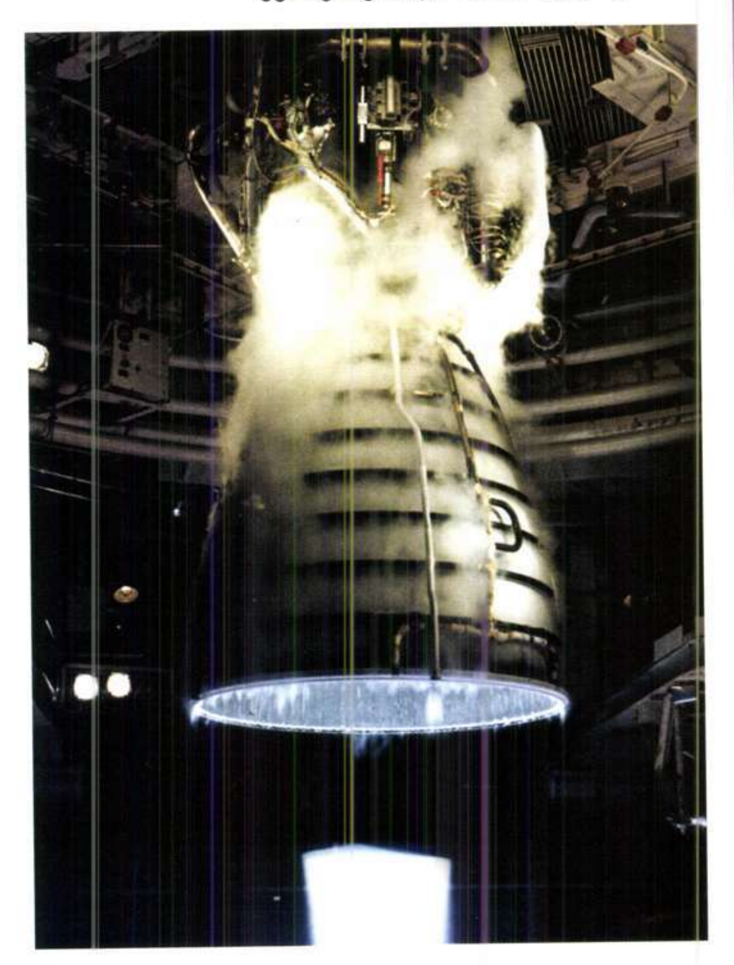
يوجد الهدروجين بشكل طبيعي في السدم.

خواص الهدروجين:

- غاز عديم اللون والرائحة والمذاق.
- ينحل قليلاً في الماء والكحول وبعض السوائل المعروفة.
- ينتج الهدروجين الماء حين يحترق في الهواء أو الأكسجين:

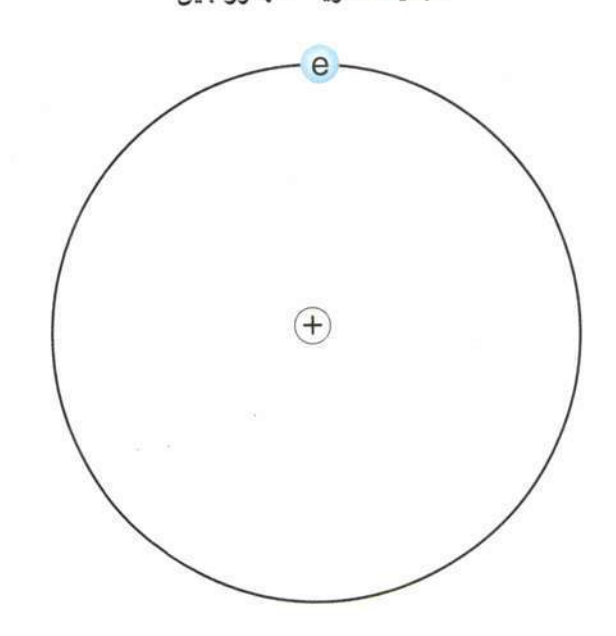
$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

- يتفاعل الهدروجين أيضاً بسرعة مع اللا معادن؛ كالهالوجينات؛ والكبريت والفوسفور



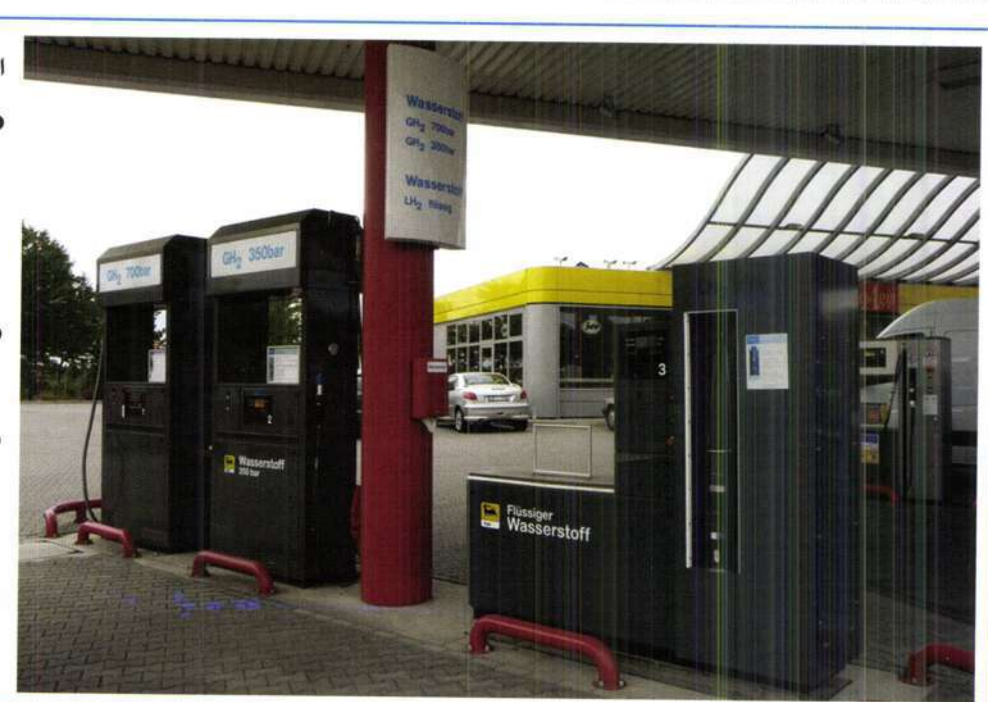
نظرة سريعة		
الرمز	:	H
العدد الذري	:	1
الكتلة الذرية	:	1.00794
نقطة الذوبان	:	-259.2 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-252.77 درجة مئوية
الكثافة	:	0.09 غرام/سم^3

البنية الذرية للهدروجين



استخدامات الهدروجين

- يستخدم الهدروجين في إنتاج النشادر؛ وذلك بضمه إلى النتروجين في درجة حرارة عالية وفي وجود محفِّز.
- يستخدم لإنتاج الميثانول بضمه إلى أول أكسيد الكربون.
- يستخدم الهدروجين في إنتاج المعادن النقية؛ عند إمراره بأكسيد المعدن الحار.
- يستخدم في تكرير البترول.



استخراج الهدروجين

- يمكن الحصول على الهدروجين بعدة طرائق:
- ينتج عن كهرلة الماء، وهو أنقى أشكال الهدروجين:

$$2H_2O \rightarrow 2H_2(g) + O_2(g)$$

- تنتج المعادن القلوية الهدروجين حين تتفاعل بشدة مع الماء:

$$2Li + 2H_2O \rightarrow H_2 + 2LiOH$$

- تستخدم عملية إنتاج الهدروجين على نطاق صناعي بإحداث تفاعل بين البخار والحديد:

$$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$$

اكتشاف الهدروجين

أول من اكتشف الهدروجين هو الكيميائي الإنكليزي هنري كافنديش Henry Cavendish سنة 1766. وقد برهن أيضاً على أن الماء مركب يتألف من الهدروجين والأكسجين.

هل تعلم؟

حوالي 15٪ من الذرات الموجودة على الأرض هي ذرات الهدروجين.

1 ينتج عن تخمر نفايات المعامل حمض الخل.

2 تتغذى البكتيريا على حمض الخل مخلفةً الإلكترونات والبروتونات وثنائي أكسيد الكربون.

3 يتم التعريض لأقل من 0.2 فولت من مصدر خارجي.

4 تنضم الإلكترونات إلى البروتونات لتشكل غاز الهدروجين.

5 يعد الهدروجين وقوداً نظيفاً، حيث يمكن للسيارات التي تجري على الغاز الطبيعي أن تستخدمه.

إلكترونات ثنائي أكسيد الكربون

مصدر قدرة كهربائية

هدروجين H_2

بروتونات

مصعد

غشاء تبادل الأيونات

مهبط

غاز طبيعي

خلية كهرلة الميكروبات

الكربون

الكربون **carbon** من اللا معادن، ويوجد في مختلف الأشكال. ويمكن أن يوجد على شكل فحم أو سناج أو ماس في الكثير من المناجم، كما يوجد على شكل غاز ثنائي أكسيد الكربون، ويدخل في تركيب البروتينات والدهون والكربوهدرات في جميع الكائنات الحية. ويقع الكربون في المجموعة 14 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

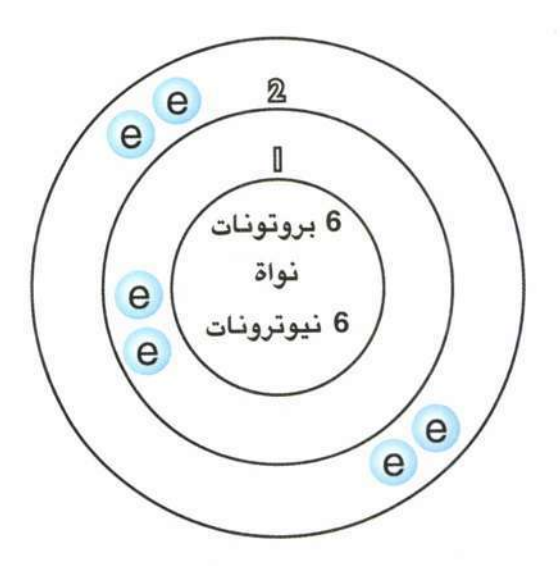


خواص الكربون

- لأشكال الكربون المتآصلة بنى متبلورة.
- يعد الماس diamond أقسى المواد، بينما يكون الغرافيت graphite مادة طرية.
- من متآصلات الكربون اللا بلورية: الفحم الحجري coal، وسناج المصابيح lampblack، والفحم النباتي charcoal وفحم الكوك coke.
- ينتج عن احتراق الكربون في الهواء ثنائي أكسيد الكربون carbon dioxide وأول أكسيد الكربون carbon monoxide.
- يمكن للكربون أن يشكل سلاسل طويلة من الذرات.

نظرة سريعة		
الرمز	:	C
العدد الذري	:	6
الكتلة الذرية	:	12.01115
نقطة الذوبان	:	3550 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	4200 درجة مئوية
الكثافة	:	2.25 غرام/سم^3 (بالنسبة للغرافيت)

البنية الذرية للكربون



هل تعلم؟

تعد دراسة الكربون ومركباته حقلاً منفصلاً من الكيمياء يدعى بالكيمياء العضوية.

استخدامات الكربون

للكربون استخدامات كثيرة منها:

- يستخدم الماس في صنع الحلي، وقطع وحت وصقل المواد الأخرى.
- يستخدم الغرافيت في أقلام الرصاص وكمادة تشحيم.
- يستخدم الغرافيت كمهدئ (النيوترونات) moderator في محطات الطاقة النووية، وفي صنع الدهان الأسود.

استخراج الكربون

يُستخرج بعض أشكال الكربون كالماس والغرافيت من الأرض، كما يمكن تركيبها في المختبرات. ويتم إنتاج الماس صناعياً بتعريض الكربون النقي لدرجات ضغط هائل.

اكتشاف الكربون

استخدم الكربون منذ أقدم العصور على شكل فحم نباتي وماس طبيعي.

النتروجين

النتروجين nitrogen أو الآزوت هو أكثر العناصر وجوداً في الغلاف الجوي للأرض حيث يشكل 78٪ منه. كذلك فهو يوجد في الكثير من الصخور والمعادن على سطح الأرض. ويقع النتروجين في المجموعة 15 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

الخواص

- غاز عديم اللون والرائحة والمذاق.
- ينحل قليلاً في الماء.
- يتفاعل النتروجين مع المعادن تحت درجة حرارة عالية ليشكل النتريدات:

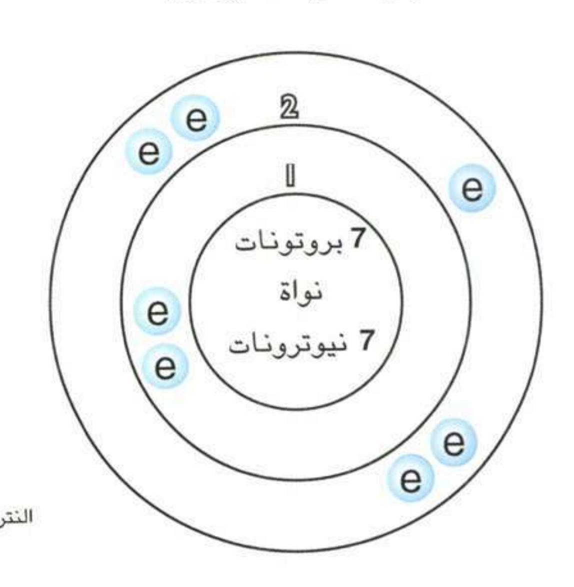
$$3Mg + N_2 \Rightarrow Mg_3N_2$$

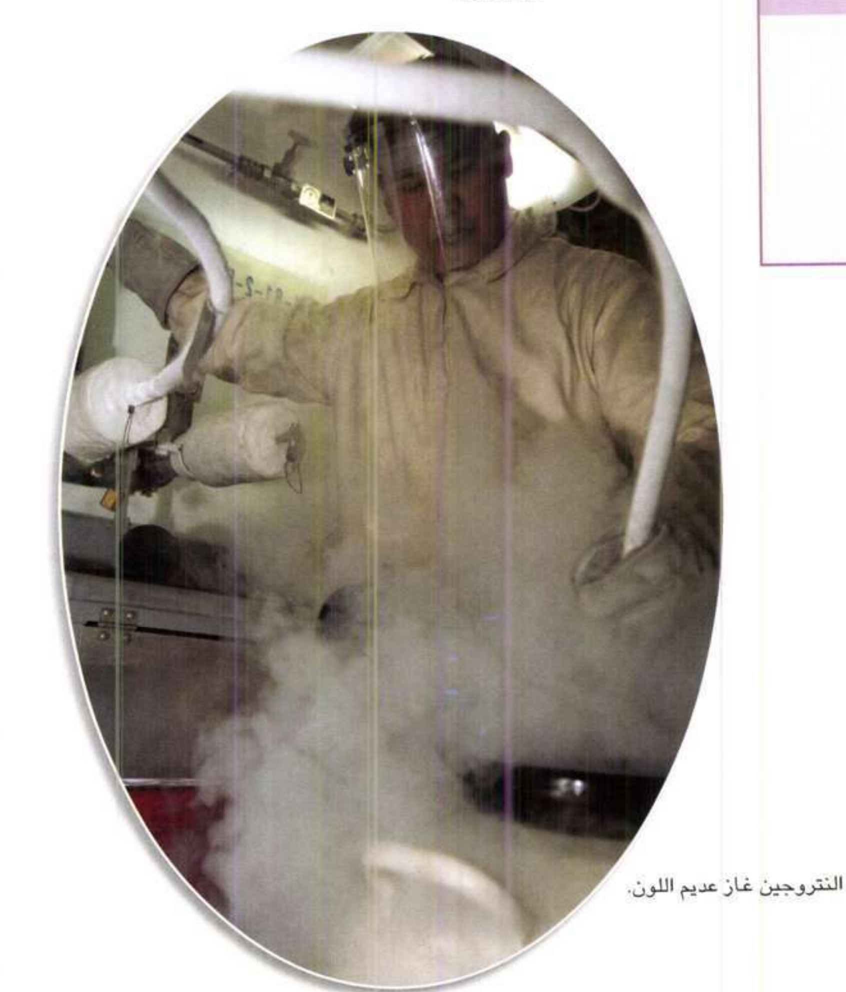
- يتفاعل النتروجين مع الأكسجين في وجود البرق أو الشرارة لينتج أكسيد النتريك nitric oxide.



نظرة سريعة		
الرمز	:	N
العدد الذري	:	7
الكتلة الذرية	:	14.0067
نقطة الذوبان	:	-210.1 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	- 195.8 درجة مئوية
الكثافة	:	1.25046 غرام/سم^3

البنية الذرية للنتروجين





النتروجين غاز عديم اللون.

استخدامات النتروجين

للنتروجين استخدامات كثيرة منها:

- يستخدم في خلق جو خامل inert atmosphere.
- يستخدم في صنع النشادر بطريقة هابر Haber process.
- يستخدم في ملء المصابيح الكهربائية وموازين الحرارة ذات الدرجات العليا.
- يستخدم في حفظ الوثائق التاريخية والمهمة؛ لأنه لا يتفاعل بسهولة مع العناصر.
- يستخدم كمادة تبريد refrigerant (النتروجين السائل).



استخدام النتروجين في إنتاج المثلجات.



اكتشاف النتروجين

اكتشف د. رذرفورد D.Rutherford النتروجين سنة 1772. ثم قام كافنديش بعزل النتروجين سنة 1785.

دانييل رذرفورد

هل تعلم؟

للنتروجين نظيران طبيعيان هما النتروجين 14 والنتروجين 15.

استخراج النتروجين

يتم الحصول على النتروجين من الهواء السائل بمساعدة محلول من الصودا الكاوية، لإزالة ثنائي أكسيد الكربون. بعد التميع liquefaction نقوم بإجراء عملية تقطير جزئي partial distillation للهواء السائل لكي نفصل النتروجين عن الغازات الأخرى.

وحدة استخراج النتروجين

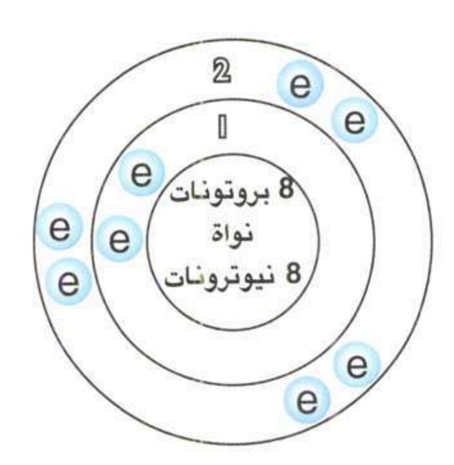
أكسجين سائل يتم إدخاله لطائرة.

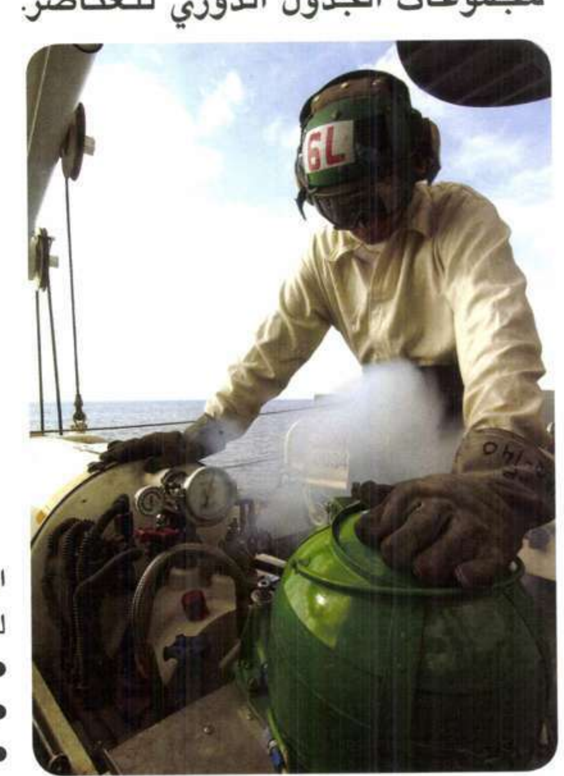
الأكسجين

الأكسجين **oxygen** هو ثاني أكثر العناصر توفراً في الغلاف الجوي، حيث يشكل خُمس محتوى الغلاف الجوي للأرض. ويوجد الأكسجين حراً في الجو، كما أنه من أكثر العناصر وجوداً في القشرة الأرضية. ويقع عنصر الأكسجين في المجموعة 16 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة		
الرمز	:	O
العدد الذري	:	8
الكتلة الذرية	:	5.9994
نقطة الذوبان	:	-214 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-183 درجة مئوية
الكثافة	:	1.429 غرام/سم^3

البنية الذرية للأكسجين





استخدامات الأكسجين

للأكسجين استخدامات كثيرة أهمها:

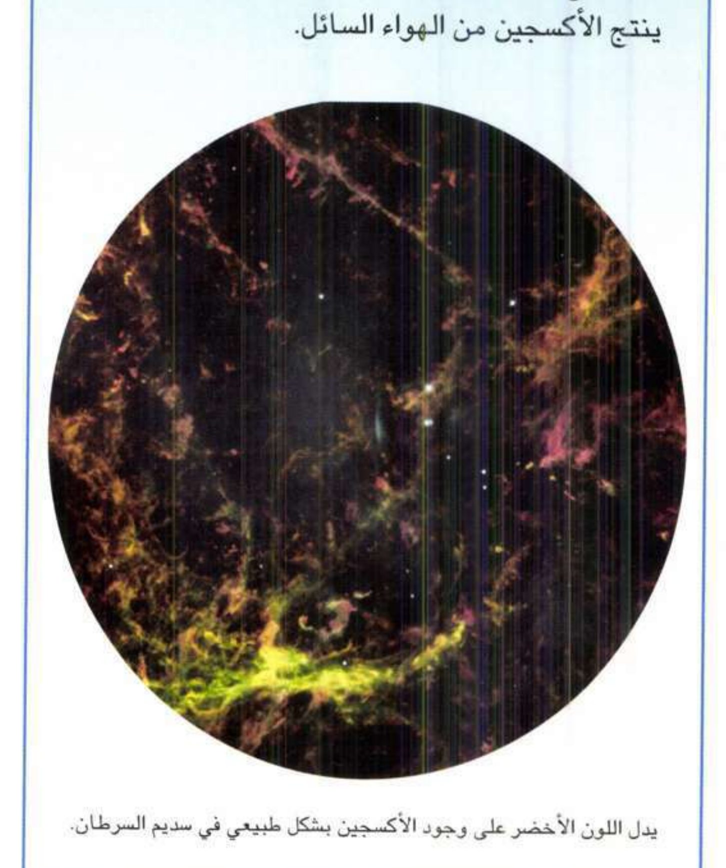
- التنفس.
- عملية الاحتراق وعمليات صناعية أخرى كثيرة.
- عمليات المعالجة الطبية (خزانات وأقنعة الأكسجين).
- في وقود الصواريخ حين ضمه إلى الهدروجين.

هل تعلم؟

للأكسجين نظائر طبيعية هي الأكسجين-16، والأكسجين-17، والأكسجين-18.

استخراج الأكسجين

ينتج الأكسجين من الهواء السائل.



يدل اللون الأخضر على وجود الأكسجين بشكل طبيعي في سديم السرطان.

اكتشاف الأكسجين

اكتشف الأكسجين الكيميائي السويدي كارل ولهلم شيل Carl Wilhelm Scheele سنة 1772، فقد حصل على الأكسجين بتسخينه نترات البوتاسيوم وأكسيد الزئبق والكثير من العناصر الأخرى. ثم قام الكيميائي الإنكليزي جوزيف بريستلي Joseph Priestly باكتشاف الأكسجين منفرداً في وقت لاحق سنة 1774.

خواص الأكسجين

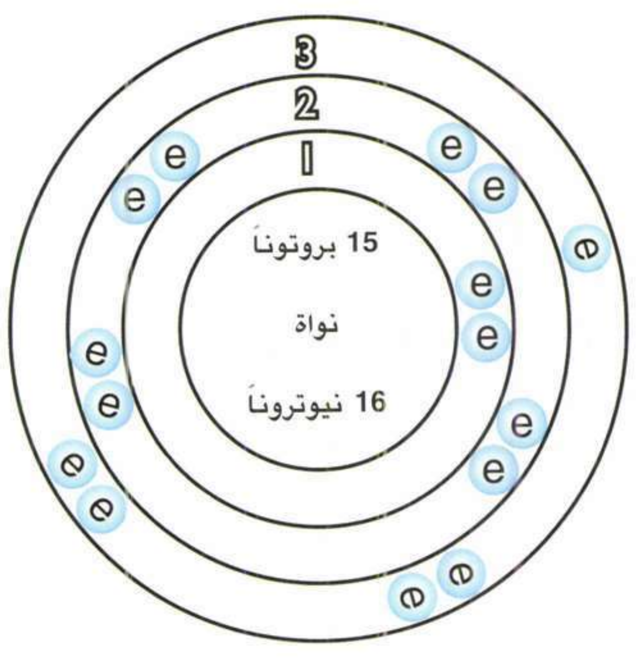
- غاز عديم اللون والطعم والرائحة.
- للأكسجين ثلاثة متآصلات هي: الأكسجين الثنائي الذرة diatomic oxygen (dioxygen) ، والأكسجين الأحادي الذرة monatomic oxygen، والأوزون ozone، أو الأكسجين الثلاثي الذرة triatomic oxygen.
- الأكسجين أثقل قليلاً من الهواء، ومن الصعب أن ينحل في الماء.
- يساعد الأكسجين على احتراق المواد الأخرى.
- يتفاعل الأكسجين مع مواد أخرى مشكلاً الصدأ rust.

نماذج من الأكسجين السائل تزال من أسطوانة تخزين.

الفوسفور

الفوسفور phosphorus هو لا معدن ينتمي إلى المجموعة 15 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. ويوجد الفوسفور عادةً في فوسفات تحوي على الفوسفور والأكسجين وعنصر آخر هو فوسفات الكالسيوم $Ca_3(PO_4)_2$.

البنية الذرية للفوسفور



نظرة سريعة	
الرمز	: P
العدد الذري	: 15
الكتلة الذرية	: 30.97376
نقطة الذوبان	: 41 درجة مئوية
نقطة الغليان	: 280 درجة مئوية
الكثافة: الفوسفور الأبيض	: 1.8 غرام/سم^3،
الفوسفور الأحمر:	2.2 غرام/سم^3

ضابطة تفحص صاروخاً من الفوسفور الأبيض المحرم استخدامه دولياً في الحروب.

استخدامات الفوسفور

- يستخدم الفوسفور في صنع السبائك الفولاذية.
- تستخدم مركبات الفوسفور مثل خامس كبريتيد الفوسفور phosphorus pentasulfide (P_2S_5) وكبريتيد الفوسفور الأحادي والنصف phosphorus sesquisulfide (P_4S_3) في صنع أعواد الثقاب.
- يستخدم الصخر الفوسفاتي phosphate rock في صنع السماد.
- يستخدم الفوسفور في صنع مساحيق وسوائل التنظيف اللا عضوية وأجهزة تيسير الماء water softeners.



يستخدم الفوسفور في صنع أسمدة الغابات.

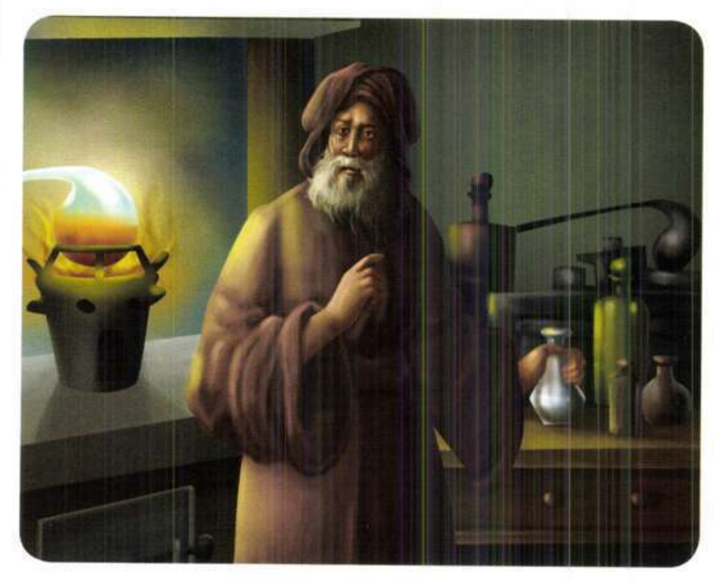
خواص الفوسفور

- الفوسفور عديم اللون ونصف شفاف ذو شكل أبيض صلب، وشمعي الملمس.
- يوجد الفوسفور في ثلاثة أشكال متآصلة هي: الفوسفور الأبيض، والفوسفور الأحمر، والفوسفور الأسود.
- عادة ما يكون الفوسفور الأبيض مادة صلبة شمعية، أما الفوسفور الأحمر والأسود فهما على شكل مساحيق حمراء وسوداء على التوالي.
- يشتعل الفوسفور الأبيض بسرعة عند اتحاده مع الأكسجين.
- يشكل الفوسفور فوسفيدات phosphides عند اتحاده مع المعادن.



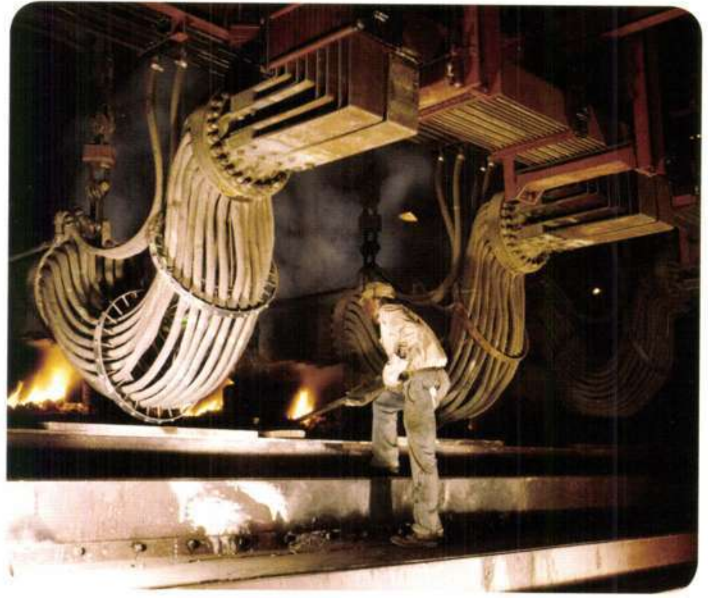
اكتشاف الفوسفور

أول من اكتشف الفوسفور هو الفيزيائي الألماني هينيغ براند **Hennig Brand** سنة **1669**.


مكتشف الفوسفور هينيغ براند.

استخراج الفوسفات

- ينتج الفوسفات من الصخر الفوسفاتي عند مزجه بالرمل وفحم الكوك coke (الكربون النقي).
- ثم يسخن خليط الصخر الفوسفاتي والرمل والفحم في فرن كهربائي.
- ينتج عن التسخين تسرب الفوسفور كبخار.
- عندما يبرد البخار فإنه يقسى ويصبح فوسفوراً أبيض.


استخراج الفوسفور

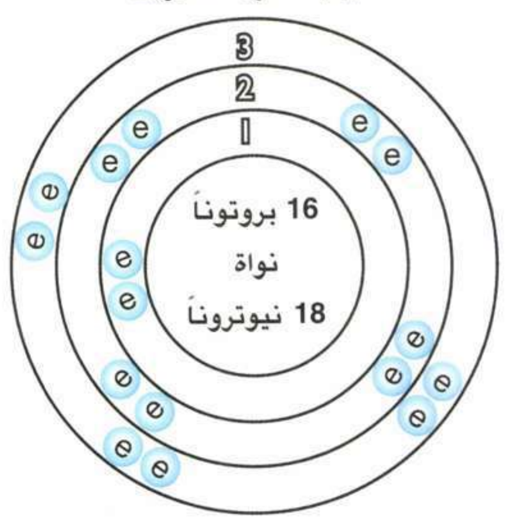
هل تعلم؟

يوجد الفوسفور في ثالث فوسفات الأدينوزين ATP التي تزود الخلايا بالطاقة لكي تبقى حية، وتنجز وظائفها.

الكبريت

الكبريت **(sulphur) sulfur** عنصر كيميائي لا معدني، وهو من أكثر العناصر نشاطاً. ويعد الكبريت تاسع أكثر العناصر وجوداً في القشرة الأرضية حيث يوجد ضمن ترسبات بركانية أو طباقية. يقع الكبريت في المجموعة 16 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

البنية الذرية للكبريت



نظرة سريعة		
الرمز	:	S
العدد الذري	:	16
الكتلة الذرية	:	32.064
نقطة الذوبان	:	112.8 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	444.6 درجة مئوية
الكثافة	:	2.07 غرام/سم^3

استخراج الكبريت

وحدة استخراج الكبريت

- يستخرج الكبريت من فلزاته بطريقة فراش Frasch process.
- تغرز أولا ثلاثة أنابيب متراكزة في ترسبات المعدن.
- ثم يضخ ماء شديد السخونة في الأنبوب الخارجي لإذابة الكبريت.
- يمتلئ الأنبوب الداخلي بالهواء الحار المضغوط فتتشكل الرغوة والضغط داخل الأنبوب.
- تخرج رغوة الكبريت من الأنبوب الأوسط بسبب الضغط العالي الذي صنعه الهواء المضغوط.
- الكبريت الذي يتم الحصول عليه بهذه الطريقة لا يحتاج إلى أي تقطير لأنه نقي بنسبة 99.5٪.

خواص الكبريت

- مادة صلبة وقصفة ذات لون أصفر شاحب.
- عديمة المذاق والرائحة.
- ينحل الكبريت في ثنائي كبريتيد الكربون، ولكنه لا ينحل في الماء.
- الكبريت عنصر نشط، ويمكنه أن يتفاعل مع جميع العناصر الأخرى، عدا الغازات والذهب والبلاتين.
- لا ينحل في الماء.
- يحترق الكبريت مطلقاً لهباً أزرق.
- يشكل الكبريت ثنائي أكسيد الكبريت عند تفاعله مع الهواء:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$

- يتشكل الكبريتيد والثيوكبريتات عندما ينحل الكبريت في المحاليل القلوية الكاوية.

$$4S + 6NaOH \rightarrow Na_2S_2O_3 + 2Na_2S + 3H_2O$$

اكتشاف الكبريت

عرف الكبريت منذ أقدم العصور، وقد ورد ذكره في النصوص الدينية القديمة. وقد استخدم الكبريت كمادة تدخين fumigant وتطهير disinfectant لدى اليونانيين والرومان القدماء.

هل تعلم؟

كان أنطوان لافوازييه Antoine Lavoisier أول من صنف الكبريت كونه عنصراً سنة 1777.

استخدامات الكبريت

- يستخدم الكبريت في صنع الأسمدة الفوسفاتية.
- يستخدم الكبريت في صنع البارود وأعواد الثقاب والمنظفات ومبيدات الفطور fungicides.
- يعمل الكبريت كمادة حافظة preservative، وكثيراً ما يستخدم في حفظ الفواكه المجففة.
- يستخدم في صنع حمض الكبريت sulphuric acid وهو من أهم المواد التي تدخل في الصناعة.
- كما يستخدم كأحد المكونات المهمة في تركيب مراهم معالجة حب الشباب.

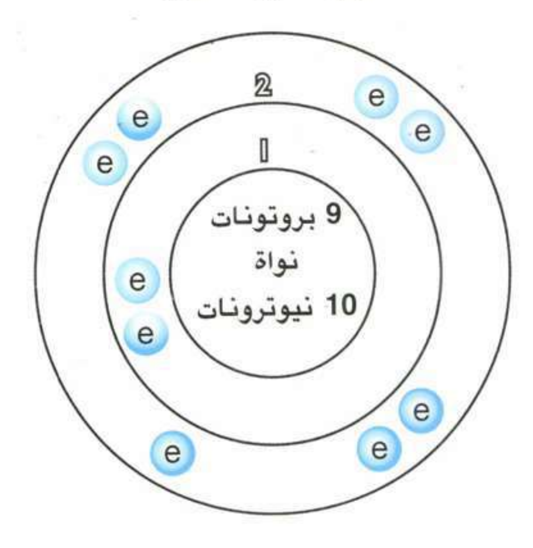


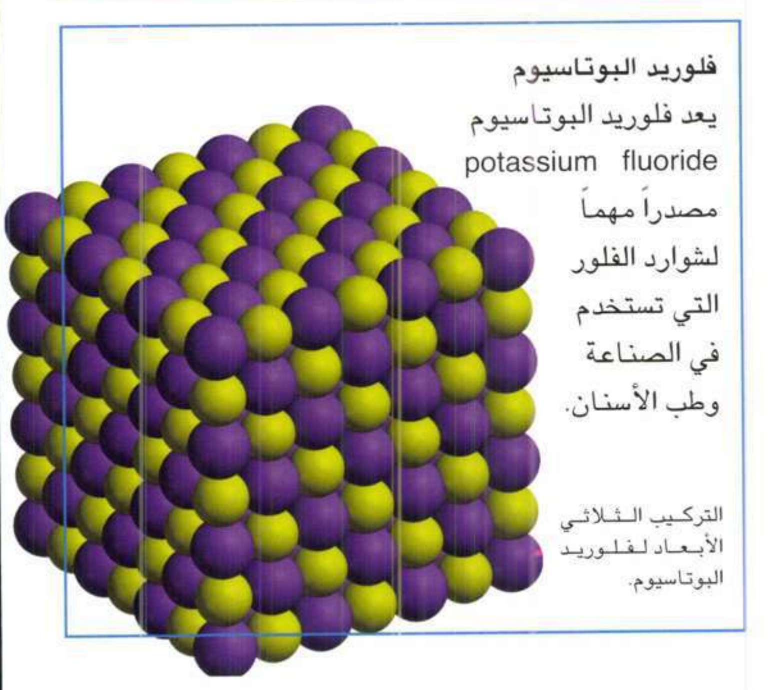
الفلور

الفلور **fluorine** من الهالوجينات، وينتمي إلى المجموعة 17 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر. وهو أخف الهالوجينات، ويوجد على شكل فلزات كالفلورسبار **flwuorspar**، والفلوراباتيت **fluorapatite** والكريوليت **cryolite**.

نظرة سريعة		
الرمز	:	F
العدد الذري	:	9
الكتلة الذرية	:	18.998404
نقطة الذوبان	:	-219.62 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-188.1 درجة مئوية
الكثافة	:	1.7 غرام/سم^3

البنية الذرية للفلور

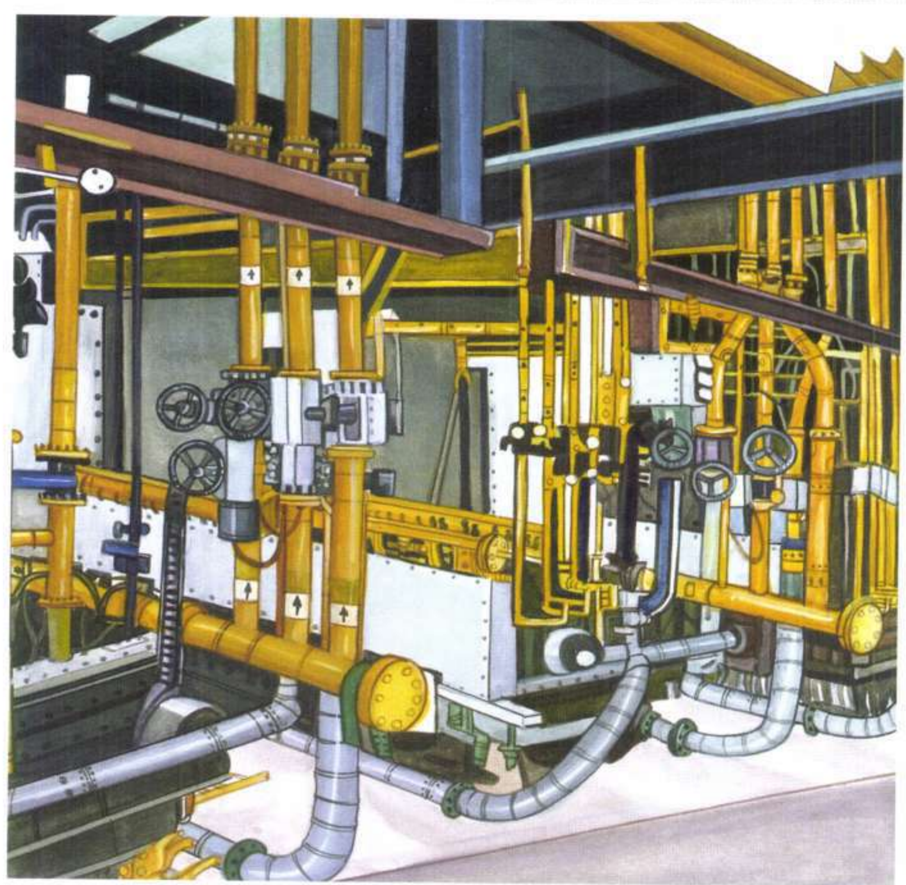




فلوريد البوتاسيوم

يعد فلوريد البوتاسيوم potassium fluoride مصدراً مهماً لشوارد الفلور التي تستخدم في الصناعة وطب الأسنان.

التركيب الثلاثي الأبعاد لفلوريد البوتاسيوم.



استخراج الفلور

يحصل على الفلور بإمرار تيار كهربائي عبر مزيج من فلوريد الهدروجين hydrogen fluoride وفلوريد البوتاسيوم الهدروجيني potassium hydrogen fluoride. وتعرف هذه العملية بطريقة مواسان Moissan's method.

خواص الفلور

- الفلور غاز ذو لون أصفر شاحب.
- له رائحة قوية ومميزة.
- يتفاعل متفجراً عند خلطه بالماء، ويشكل فلوريد الهدروجين:

$$2F_2 + 2H_2O \Rightarrow 4HF + O_2$$

- يشكل الفلور سوائل ثالث فلوريد البروم BrF_3 وخامس فلوريد اليود IF_5، حين يتحد مع كل من هذين العنصرين.

اكتشاف الفلور

عزل الفلور الكيميائي الفرنسي هنري مواسان عام 1886.

هل تعلم؟

الفلور هو أكثر العناصر نشاطاً، ويتفاعل تقريباً مع جميع العناصر، حتى الغازات النبيلة، في ضغط عالٍ ودرجات حرارة عليا.

استخدامات الفلور

للفلور استخدامات كثيرة نعدد منها:

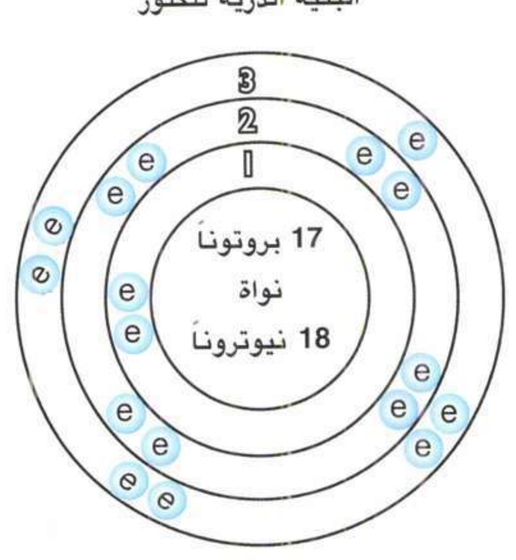
- صناعة الفريون freon، وهو مادة تبريد.
- يدخل في مركبات الفلور العضوية.
- صنع سادس فلوريد اليورانيوم uranium hexafluoride الذي يستخدم في فصل نظائر اليورانيوم في منبذات اليورانيوم centrifuges.
- في صنع الفلوريدات، وهي المركبات التي تستخدم في معاجين الأسنان.
- يضاف إلى مخزون المياه ليمنع تلف الأسنان.

الكلور

الكلور chlorine غاز سام جداً، وينتمي إلى عائلة الهالوجينات. يوجد الكلور على شكل شاردة الكلوريد في الملح الصخري في المحيطات والبحار.

نظرة سريعة		
الرمز	:	Cl
العدد الذري	:	17
الكتلة الذرية	:	35.453
نقطة الذوبان	:	-101 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-35 درجة مئوية
الكثافة	:	0.003 غرام/سم^3

البنية الذرية للكلور



اكتشاف الكلور

اكتشف الكلور الكيميائي السويدي كارل ولهلم شيل Carl Wilhelm Scheele سنة 1774. وقد حصل على الكلور بمعالجة حامض الكلوريديك (muriatic acid (hydrogen chloride acid بثنائي أكسيد المنغنيز manganese dioxide. ولكن الذي حدد الكلور كعنصر كيميائي كان عالم الكيمياء الإنكليزي السير همفري ديفي Sir Humphrey Davy سنة 1810.

يستخدم الكلور في تنظيف مياه برك السباحة.

استخدامات الكلور

تشمل استخدامات الكلور العديدة ما يلي:

- تنقية المياه.
- تنقية ماء أحواض السباحة.
- في صنع مسحوق ومحلول التقصير bleach.
- صنع المذيبات الكلوروعضوية ككلوريد الميثيلين methylene chloride، والكلوروفورم chloroform ورابع كلوريد الكربون carbon tetrachloride.
- صنع مواد التقصير المحلية والمطهرات ومبيدات الحشرات واللدائن وحمض كلور الماء.
- صنع الدهانات والمرزات والدواسر الصاروخية propellants.

استخراج الكلور

ينتج الكلور عن إمرار تيار كهربائي في كلور الصوديوم المنحل بالماء أو كلور الصوديوم المذاب. وتعد هذه العملية من أهم العمليات في الصناعات الكيميائية؛ حيث ينتج عنها مادتان كثيرتا الاستخدام هما ماءات الصوديوم $NaOH$ ، والكلور Cl_2، وغاز الهدروجين H_2.



خواص الكلور

- الكلور غاز أصفر يميل إلى الاخضرار.
- شديد السمومية.
- ذو رائحة لاذعة.
- يتبخر في الهواء الندي.
- يشكل الكلور كلوريد الهدروجين hydrogen chloride حين يتفاعل معه بشكل متفجر.
- قابل للانحلال في الماء.
- يشكل الكلور مزيجاً من حمض الهَيبوكلوروز hypochlorous acid وحمض كلور الماء عند تفاعله مع الماء.
- يتشكل كلوريد الصوديوم وهيبوكلوريت hypochlorite الصوديوم حين يتفاعل الكلور مع محلول بارد من ماءات الصوديوم.
- يتشكل مزيج من كلوريد الصوديوم وكلورات الصوديوم حين يتفاعل الكلور مع محلول ساخن من ماءات الصوديوم.

هل تعلم؟

استخدم غاز الكلور في البداية كسلاح أثناء الحرب العالمية الأولى. ويؤدي غاز الكلور إلى مشاكل تنفّسية، ويخرش الأغشية المخاطية، أما السائل فيحرق الجلد.

رش مبيد آفات يحوي على البروم في منطقة سبخية.

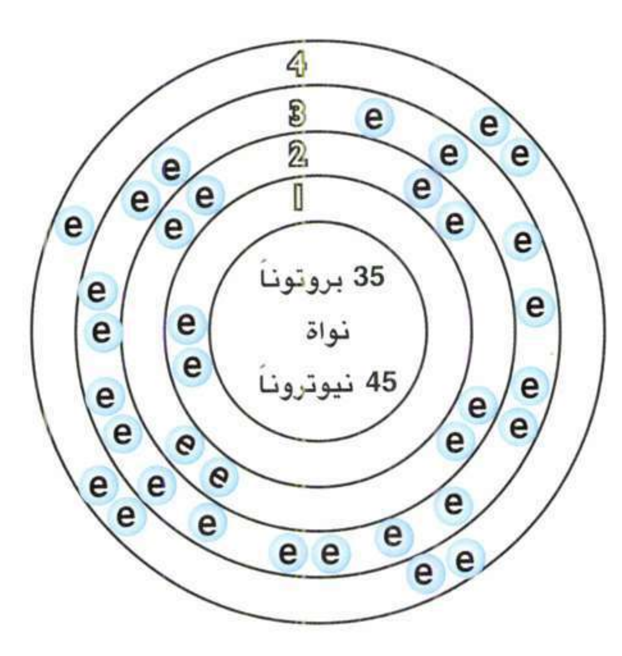
البروم

البروم bromine هو العنصر اللا معدني الوحيد الذي يكون سائلاً في درجة حرارة الغرفة، وهو العضو الثالث في عائلة الهالوجينات.

يتوفر البروم في الطبيعة، ويمكن اكتشافه في الكثير من المواد اللا عضوية. ويقع البروم ضمن المجموعة 17 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر.

نظرة سريعة		
الرمز	:	Br
العدد الذري	:	35
الكتلة الذرية	:	79.904
نقطة الذوبان	:	-7 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	58 درجة مئوية
الكثافة	:	3.1 غرام/سم^3

البنية الذرية



استخراج البروم

- يوجد البروم بشكل رئيس في مياه البحر؛ كأملاح البروم مثل: بروميد الصوديوم (NaBr) sodium bromide.
- يضاف الكلور أولاً إلى ماء البحر الذي يحوي على بروميد الصوديوم أو بروميد البوتاسيوم.
- ثم يمرر غاز الكلور عبر محلول يحوي على شوارد البروم (-) Br.
- يتم نتيجة لذلك إطلاق البروم الحر:

$$2Br^{(-)} + Cl_2 \Rightarrow Br_2 + 2Cl^{(-)}$$



اكتشاف البروم

اكتشف الكيميائي الفرنسي أنطوان جيروم بالار البروم Jerome Balard كونه عنصر كيميائي سنة 1826 حين عزل البروم عن الكلور.

أنطوان جيروم بالار

يعد ماء البحر مصدراً للبروم.

خواص البروم

- البروم سائل بني يميل إلى الحمرة القاتمة.
- ينحل البروم في السوائل العضوية كالأثير ether والكحول alcohol ورابع كلوريد الكربون carbon tetrachloride.
- يؤدي تفاعل البروم مع الماء إلى تشكيل حمض البروم hydrobromic acid وحمض البروموز hypobromous acid.
- البروم عنصر شديد التفاعل إلى حد أنه يتفاعل مع المعادن اللا تفاعلية كالبلاتين والبالاديوم.
- يؤدي تفاعله مع البوتاسيوم إلى حدوث انفجار.

هل تعلم؟

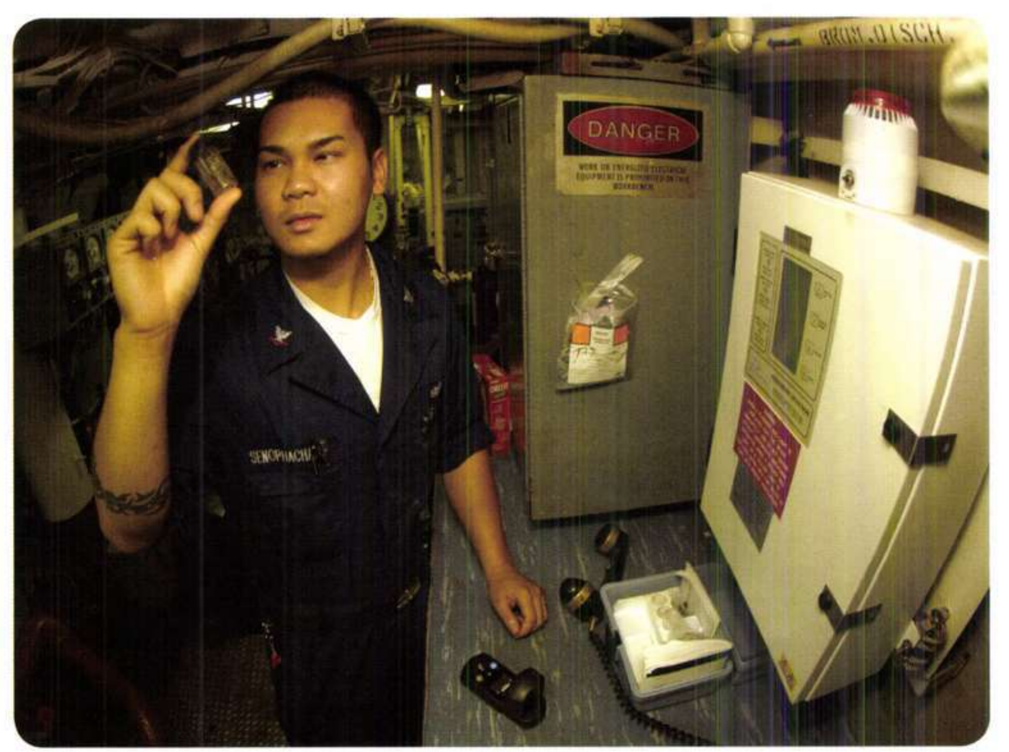
البروم سائل سام يمكن أن يتسبب بإتلاف الجلد والجهاز التنفسي والجهاز الهضمي، ويمكن أن يؤدي إلى الوفاة.



استخدامات البروم

تشمل استخدامات البروم العديدة ما يلي:

- يستخدم البروم بكثرة في تركيب المواد المؤخرة للهب flame retardant materials.
- يستخدم البروم في حفر الآبار.
- يستخدم البروم في صنع مبيدات الآفات والحشرات.
- له استخدامات مهمة في عمليات التصوير الضوئي، وفي إنتاج الغاز الطبيعي والنفط.
- يستخدم كذلك في صنع بعض الأصبغة.



خبير أجهزة يقيس مستوى البروم في ماء الشرب.

اليود

اليود **iodine** عنصر كيميائي لا معدني ينتمي إلى عائلة الهالوجينات، وهو أثقل الهالوجينات، ولكنه نادر الوجود نسبياً على الأرض. وهو يوجد في الطبيعة منحلاً في ماء البحر، وفي بعض الفلزات والترب.

نظرة سريعة		
الرمز	:	I
العدد الذري	:	53
الكتلة الذرية	:	126.904
نقطة الذوبان	:	113.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	1834 درجة مئوية
الكثافة	:	4.94 غرام/سم^3

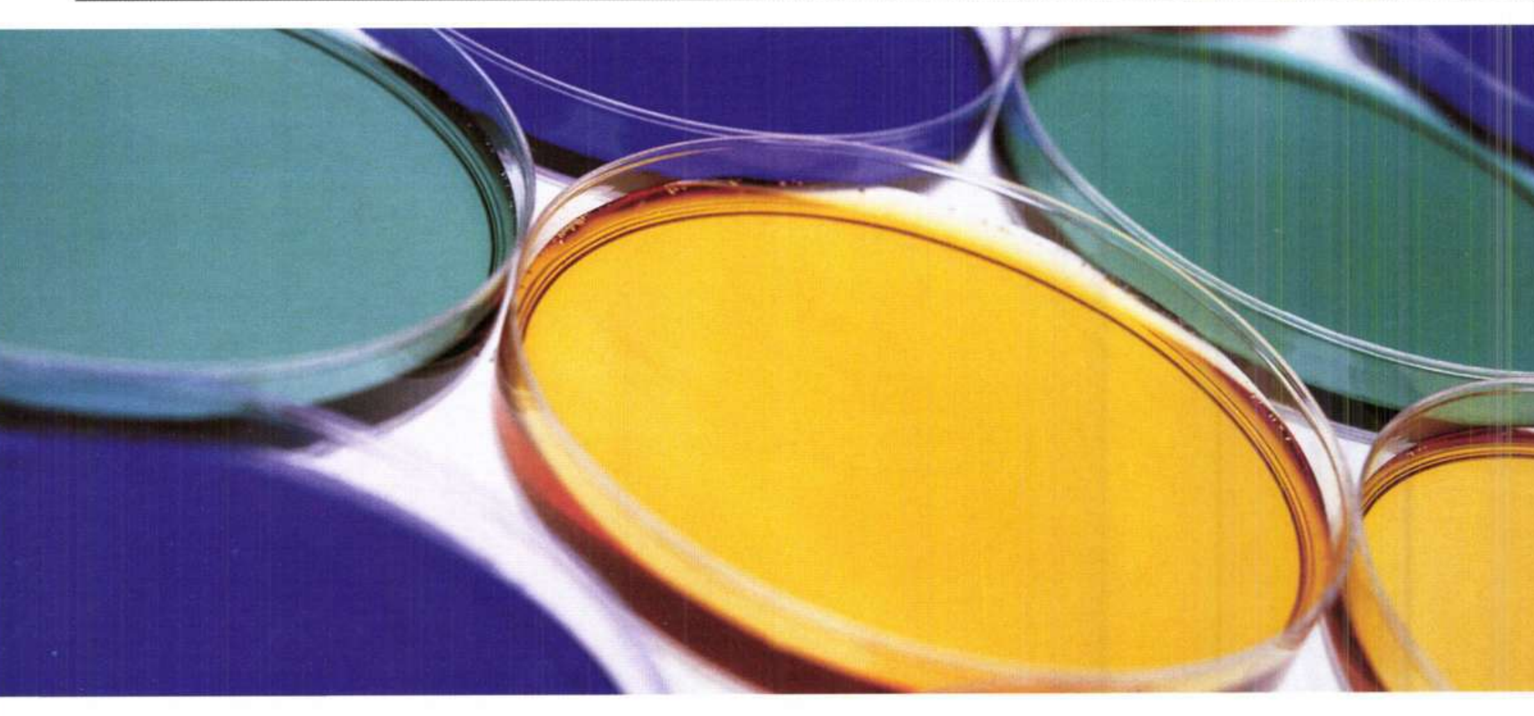
البنية الذرية لليود

53 بروتوناً
نواة
74 نيوترونا

خواص اليود

- عنصر أسود مائل للزرقة.
- مادة صلبة ذات لمعة.
- ينحل بشكل بسيط في الماء معطياً محلولاً أصفر.
- له رائحة واخزة.
- يتفاعل اليود مع هدروكسيد الألومنيوم aluminum hydroxide مشكلاً يوديد حساس للصدمات عند جفافه.


أسطوانة من اليود



استخدامات اليود

- يستخدم اليود كمطهر.
- يستخدم في عمليات التصوير.
- يستخدم في صناعة الأصبغة والعقاقير.
- يستخدم اليود ككاشف reagent في الكيمياء التحليلية.
- يستخدم اليود في صنع مبيدات البكتريا ومانعات العفونة.
- يستخدم طبياً كمادة مخففة، ومحلول اليودوفورم iodoform المطهر.
- يضاف اليود إلى ملح الطعام وعلف الحيوانات.
- يستخدم اليود كأحد مكونات حبوب تنقية المياه التي تستعمل في إعداد مياه الشرب.

هل تعلم؟

يستخدم اليود-131، وهو أحد نظائر اليود المشعة، في علاج أمراض الغدة الدرقية.

استخراج اليود

- يتم الحصول على اليود بإحراق الأعشاب البحرية.
- تزال بعض الأملاح من الأعشاب البحرية ككلور الصوديوم وكلور البوتاسيوم وكبريتات البوتاسيوم؛ بغسل الأعشاب في الماء.
- ثم يسخن الناتج مع ثنائي أكسيد المنغنيز وحمض الكبريت المركب فيتحرر اليود:

$$2I^{(-)} + MnO_2 + H^{(+)} \Rightarrow Mn^{(2-)} + 2H_2O + I_2$$

اكتشاف اليود

اكتشف الكيميائي الفرنسي برنار كورتوا Bernard Courtois اليود سنة 1811، حين كان ينتزع مركبات الصوديوم والبوتاسيوم من رماد الأعشاب البحرية kelp. وقد عالج أعشاب البحر بحمض الكبريت فتشكلت غيمة أرجوانية اللون من تلك الكتلة، ثم تركز الغاز على الأشياء المعدنية في الغرفة مشكلاً اليود الصلب.

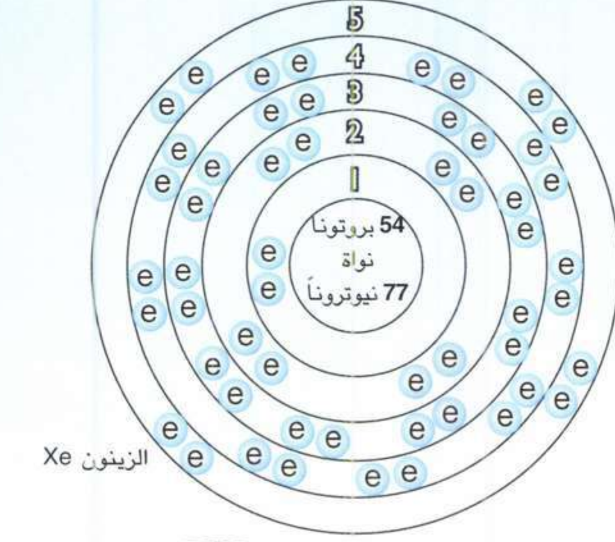


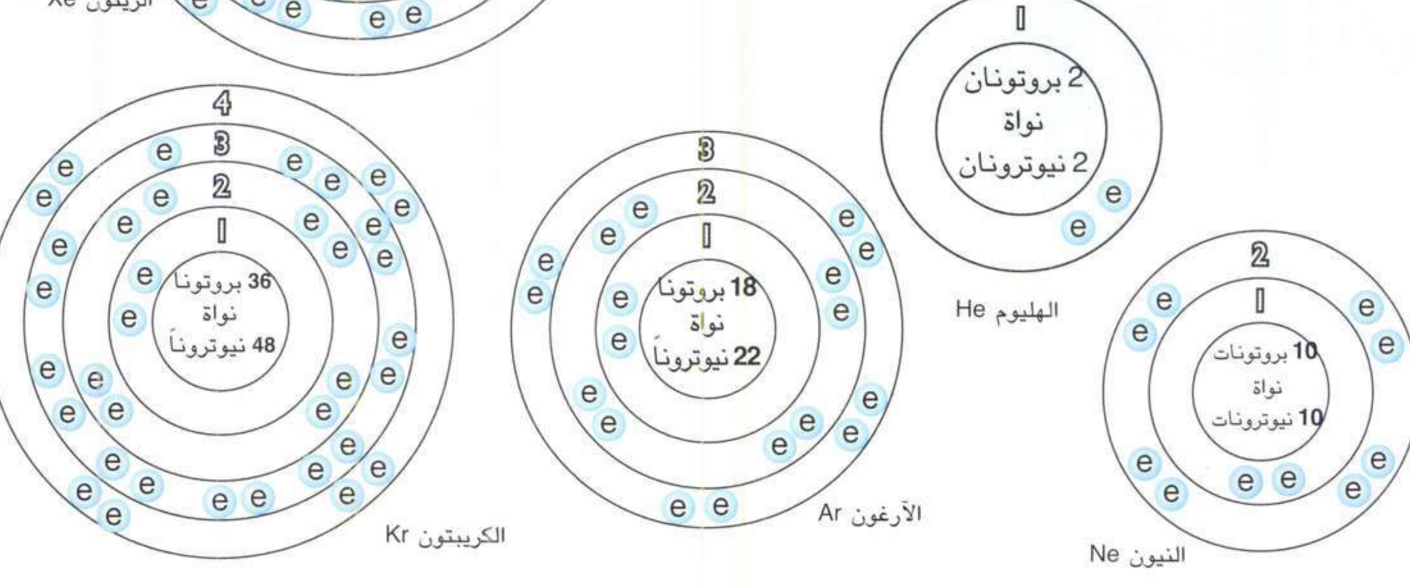


يستخرج اليود من الأعشاب البحرية.

الغازات النبيلة

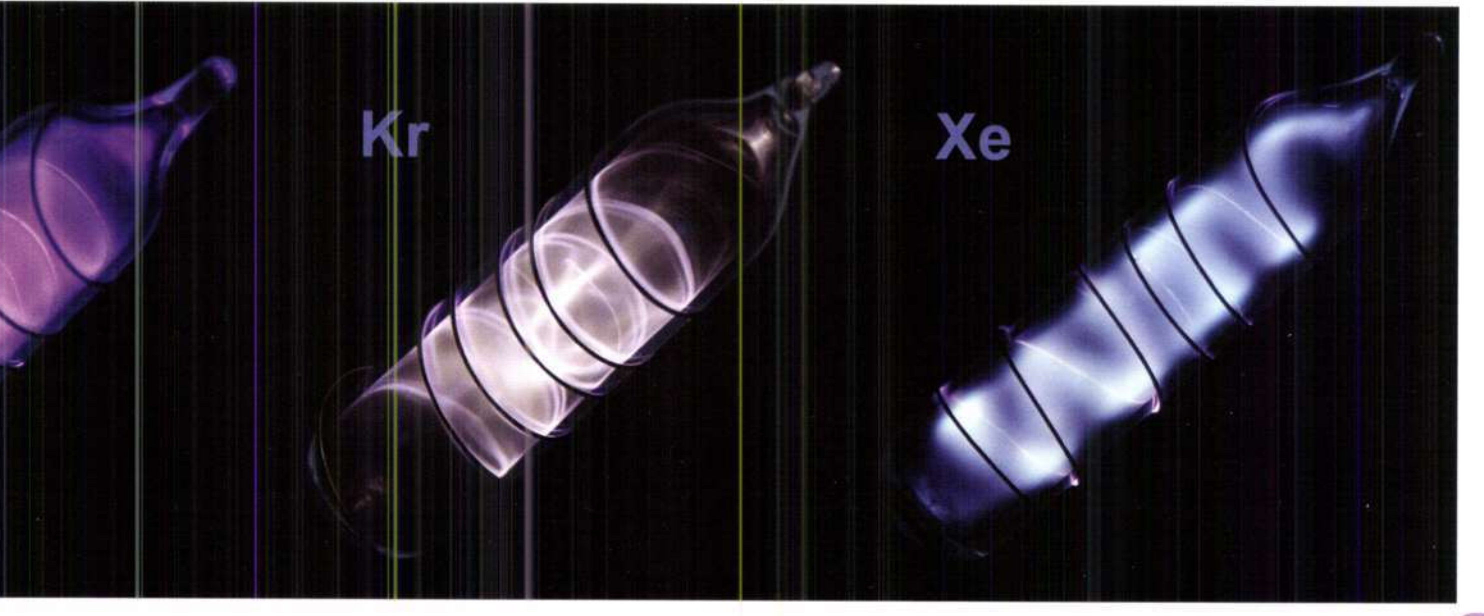
الغازات النبيلة **noble gases** هي غازات خاملة **inert gases** تقع في المجموعة 18 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر، وتدعى أحياناً بالمجموعة O. تضم الغازات النبيلة الهليوم **helium**، والنيون **neon**، والأرغون **argon**، والكريبتون **krypton**، والزينون **xenon**.





نظرة سريعة

الرمز	He	Ne	Ar	Kr	Xn
العدد الذري	2	10	18	36	54
الكتلة الذرية	4.002602	20.17	39.95	83.80	131.30
نقطة الذوبان(درجة مئوية)	-272.2°	-248.6°	-189.3°	-157.36°	-111.7°
نقطة الغليان (درجة مئوية)	268.9°	-245.92°	-185.86°	-152.9°	-108.3°
الكثافة غرام/سم^3	0.178	0.89994	1.784	3.64	5.8971



الاستخدامات

- يستخدم الهليوم كمادة تبريد في الموصلات الفائقة superconductors، وفي ملء المناطيد airships، وعمليات اللِّحام، وصنع الموصلات أحادية الاتجاه semiconductors.
- يستخدم النيون في صمامات التفريغ discharge tubes.
- يستخدم الأرغون في صمامات التفريغ، وكغاز لملء المصابيح الكهربائية.
- يستخدم الكريبتون في مختلف المصابيح التي تعطي درجات عالية من الإضاءة.
- ويستخدم الزينون كغاز ملء في المصابيح الكهربائية المستخدمة في المسلاطات projectors.



لوحة إعلان نيونية

هل تعلم؟

لا توجد اليوم سوى مركبات الكريبتون والرادون والزينون، أما مركبات الغازات النبيلة الأخرى فينبغي تحضيرها.

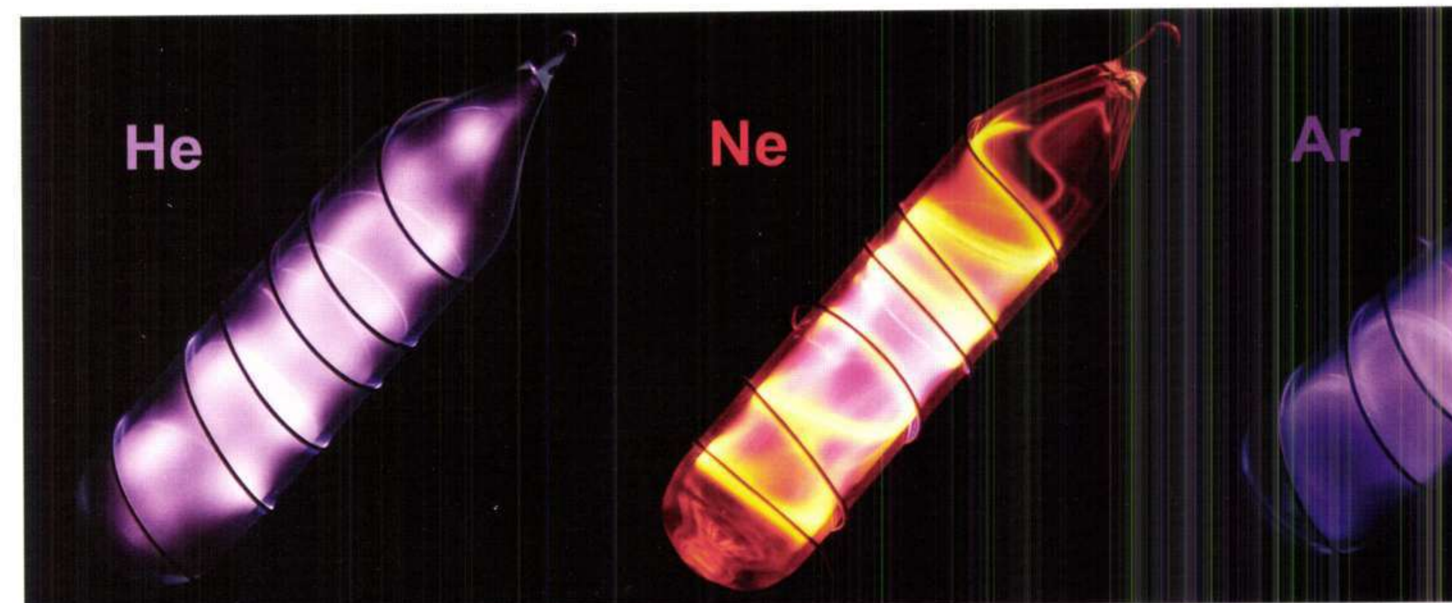
خواص الغازات النبيلة

- غير متفاعلة نسبياً.
- قليلة الميل إلى كسب أو خسارة الإلكترونات.
- لها نقاط غليان منخفضة.
- توجد على شكل غاز في درجة حرارة الغرفة.

إنتاج الغازات النبيلة

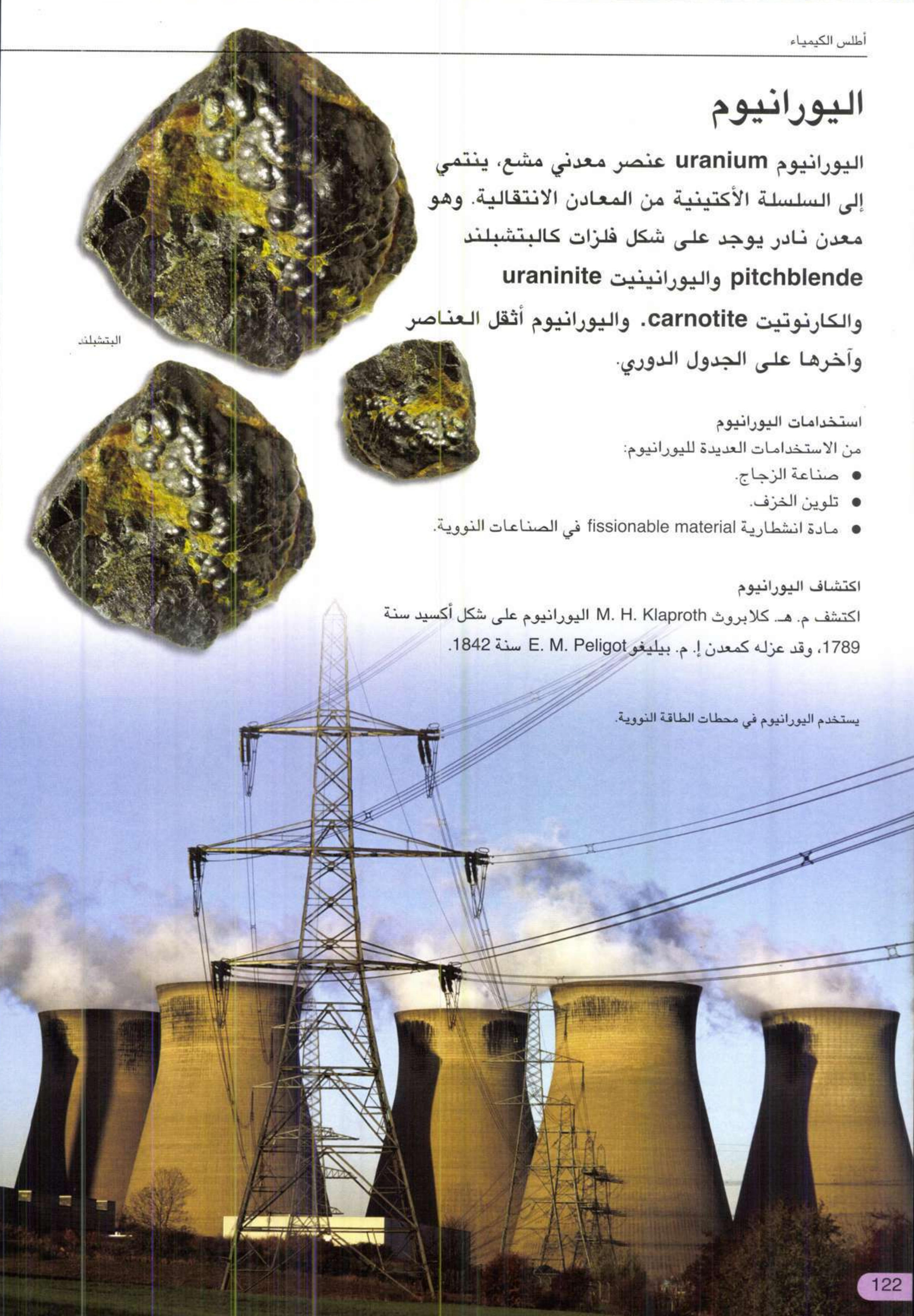
- ينتج الهليوم من إسالة الغاز الطبيعي.
- ينتج النيون من إسالة الهواء بالتقطير الجزئي fractional distillation.
- ينتج الأرغون من الهواء بالتقطير الجزئي.
- ينتج الكريبتون من بقايا الهواء المسال بالتقطير الجزئي.
- ينتج الزينون من بقايا الهواء المسال بالتقطير الجزئي.


مولد غازات نبيلة محمول



اليورانيوم

اليورانيوم uranium عنصر معدني مشع، ينتمي إلى السلسلة الأكتينية من المعادن الانتقالية. وهو معدن نادر يوجد على شكل فلزات كالبتشبلند pitchblende واليورانينيت uraninite والكارنوتيت carnotite. واليورانيوم أثقل العناصر وآخرها على الجدول الدوري.



البتشبلند

استخدامات اليورانيوم

من الاستخدامات العديدة لليورانيوم:

- صناعة الزجاج.
- تلوين الخزف.
- مادة انشطارية fissionable material في الصناعات النووية.

اكتشاف اليورانيوم

اكتشف م. هـ. كلابروث M. H. Klaproth اليورانيوم على شكل أكسيد سنة 1789، وقد عزله كمعدن إ. م. بيليغو E. M. Peligot سنة 1842.

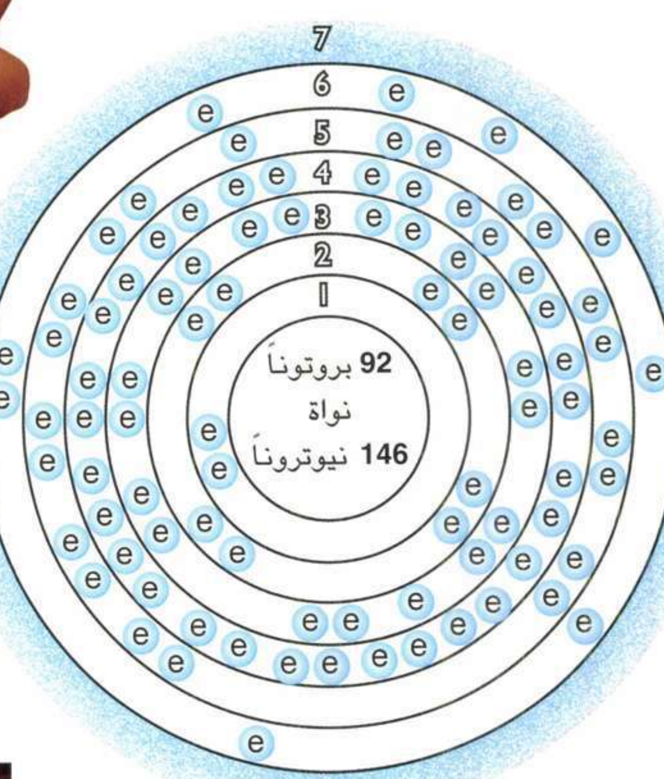
يستخدم اليورانيوم في محطات الطاقة النووية.

خواص اليورانيوم

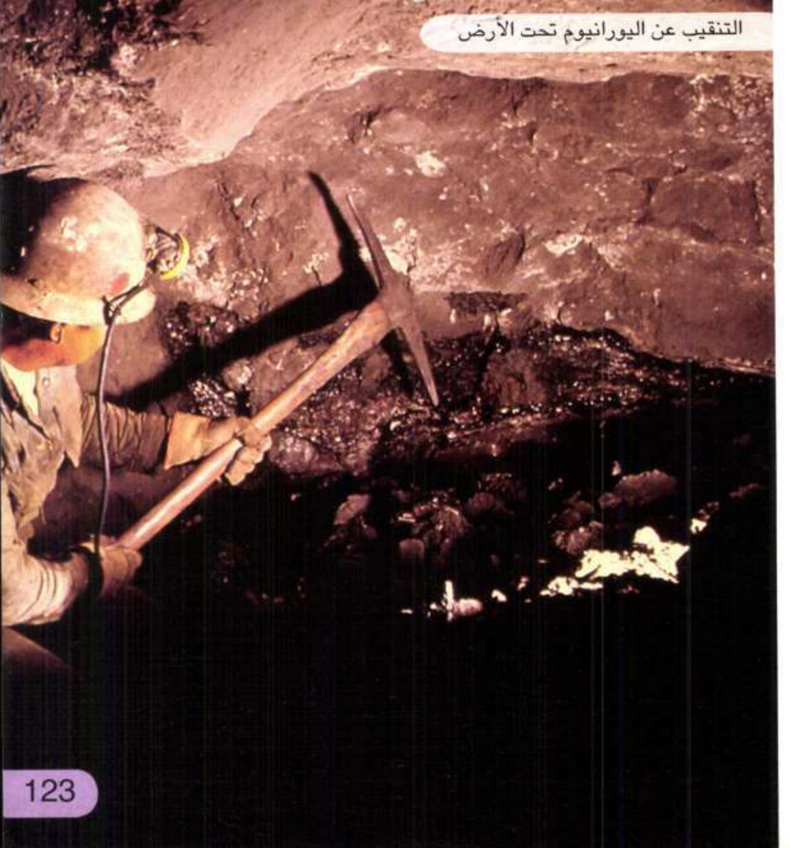
- معدن لماع فضي اللون.
- قابل للطرق والشد.
- عنصر نشط نسبياً.
- ينحل في معظم الحموض.
- يتفاعل مع الماء والكثير من اللا معادن كالأكسجين والكبريت والهالوجينات.

اليورانيوم





> **هل تعلم؟**
> تعرف العناصر الواقعة في السلسلة الأكتينية بالعائلة الأكتينية actinide family. وتتألف العائلة الأكتينية من عناصر تكون أعدادها الذرية بين 90-103.


التنقيب عن اليورانيوم تحت الأرض

نظرة سريعة		
الرمز	:	U
العدد الذري	:	92
الكتلة الذرية	:	238.03
نقطة الذوبان	:	1132.3 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	3818 درجة مئوية
الكثافة	:	19.05 غرام/سم^3

استخراج اليورانيوم

1- يعالج فلز اليورانيوم أولاً بحمض الآزوت لإنتاج نترات اليورانيل **uranyl nitrates**.

2- ثم تستخدم نترات اليورانيل لإنتاج ثنائي أكسيد اليورانيوم **uranium dioxide**.

3- وأخيراً ينتج ثنائي أكسيد اليورانيوم معدن اليورانيوم وغاز الهدروجين.

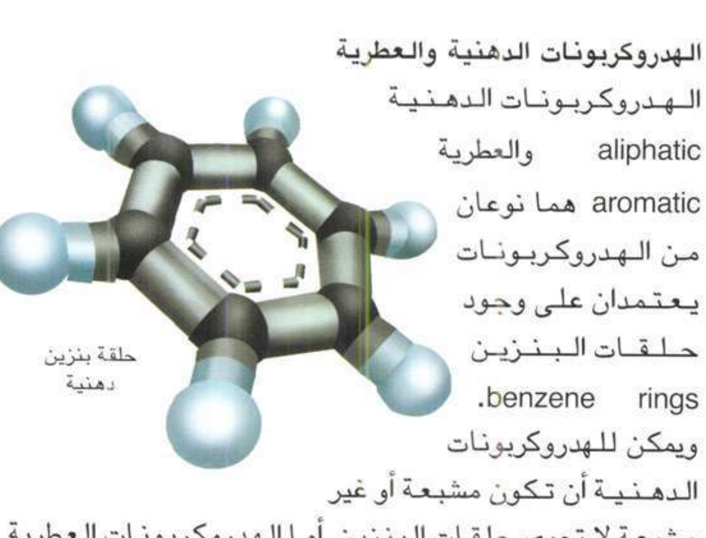
الهدروكربونات

الهدروكربونات hydrocarbons هي مركبات كربونية تتألف من الكربون والهدروجين فقط. ويختلف عدد ذرات الكربون في جزيئات كل من الهدروكربونات. ويمكن للهدروكربونات أن تكون ذات ترابط أحادي single bonded أو ثنائي double bonded بحسب عدد الوصلات التي تربط بين ذرات الكربون. وتضم الهدروكربونات الأحادية الترابط: الميتان methane، والإيتان ethane، والبروبان propane، والبوتان butane، والبنتان pentane، والهكزان hexane.



توجد الهدروكربونات العطرية المتعددة الحلقات بشكل طبيعي في مناطق التشكلات النجمية في الكون.

الهدروكربونات الدهنية والعطرية

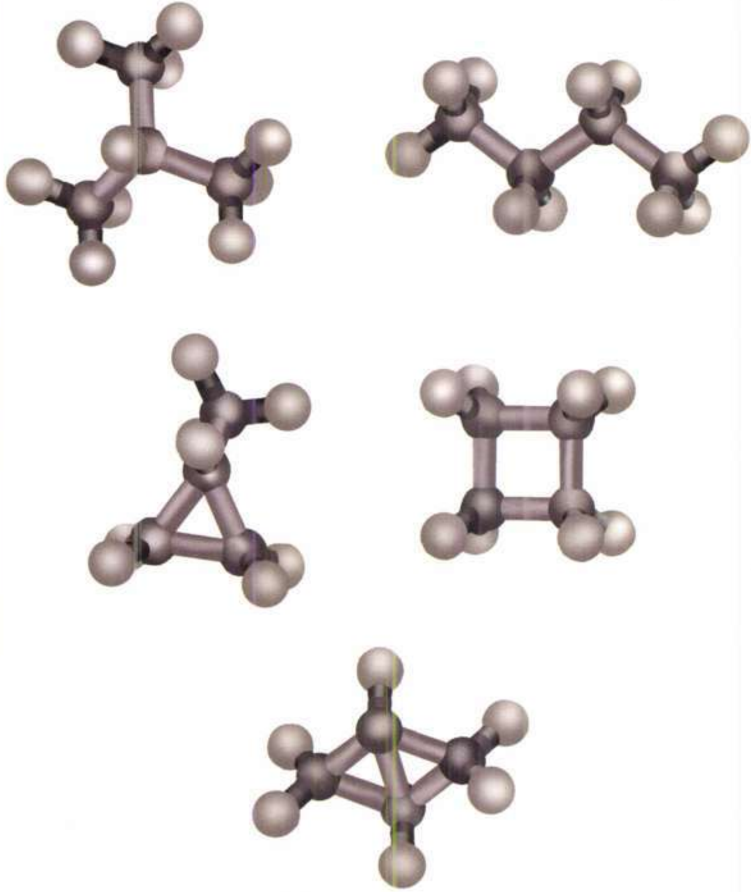


حلقة بنزين دهنية

الهدروكربونات الدهنية aliphatic والعطرية aromatic هما نوعان من الهدروكربونات يعتمدان على وجود حلقات البنزين benzene rings. ويمكن للهدروكربونات الدهنية أن تكون مشبعة أو غير مشبعة لا تحوي حلقات البنزين. أما الهدروكربونات العطرية فتحوي حلقة أو أكثر من حلقات البنزين. وحلقة البنزين هي حلقة تحوي ست ذرات كربون ترتبط فيما بينها سلسلة مزدوجة متتابعة.

الهدروكربونات المشبعة

- الهدروكربونات المشبعة saturated hydrocarbons هي هدروكربونات تحوي على وصلة واحدة بين ذرات الكربون المتجاورة فيها.
- كما أنها تحوي وصلة واحدة بين كل ذرة كربون وذرة هدروجين.
- لا يمكن لذرة الهدروجين أو أية ذرة أخرى أن تشكل وصلة بنفسها، لذا سميت بالهدروكربونات المشبعة.
- تخضع الهدروكربونات المشبعة إلى تفاعل تبادلي substitution reaction.
- وتدعى الهدروكربونات المشبعة بالألكانات alkanes.
- الهدروكربونات المشبعة أقل تفاعلاً بسبب وجود جميع الوصلات الإسهامية covalent bonds الوحيدة.
- تحوي الهدروكربونات المشبعة على ذرات هدروجين أكثر من الهدروكربونات اللا مشبعة.



هدروكربونات مشبعة رباعية الكربون.

الكحول والحموض

حين تحل عناصر أو مجموعات مختلفة من الذرات محل ذرات الهدروجين في الألكانات والهدروكربونات الأخرى تتشكل عائلات جديدة من المركبات؛ كالكحول alcohols والحموض acids.

تحوي المواد الكحولية كالإيثانول والبروبانول مجموعة هدروكسيل أو ‎-OH ملتصقة بذرة الكربون. وتحوي الحموض كحمض الخل (أو الحمض الإيتاني) ethanoic acid والحمض الزبدي (أو الحمض البوتيري) butanoic acid مجمعة الكربوكسيلات COOH.

مجموعة الألكانات

الميتان هو أبسط الهدروكربونات، وهو أول أعضاء عائلة الألكانات. والصيغة الجزيئية للميتان هي CH_4، وتحوي ذرة كربون واحدة وأربع ذرات هدروجين، ترتبط بذرة الكربون بوصلات إسهامية وحيدة. تلي ذلك مركبات الإيتان والبروبان والبوتان والبنتان والهكزان، حيث يزيد عدد ذرات الكربون والهدروجين مع كل مركب، كما يلي:

الإيتان: ذرتا كربون، وستة ذرات هدروجين، C_2H_6.

البروبان: ثلاث ذرات كربون، وثماني ذرات هدروجين، C_3H_8.

البوتان: أربع ذرات كربون، وعشر ذرات هدروجين، C_4H_{10}.

البنتان: خمس ذرات كربون، واثنتا عشرة ذرة هدروجين، C_5H_{12}.

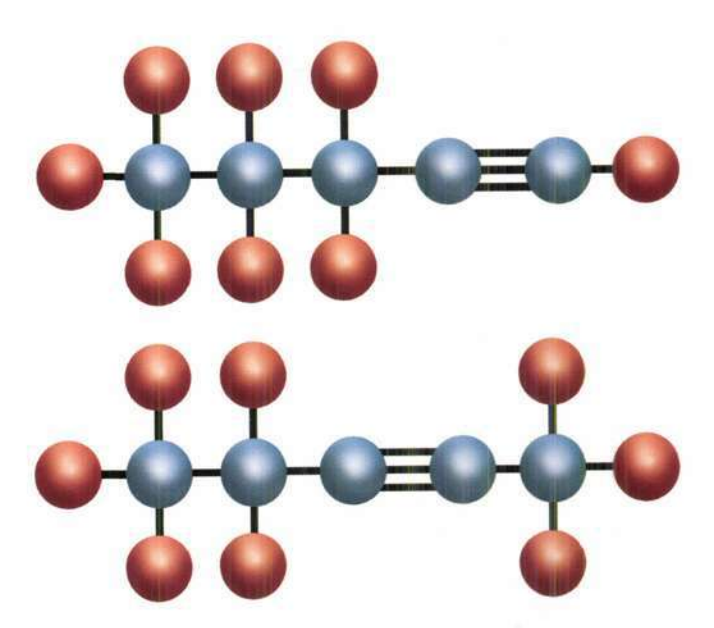
الهكزان: ست ذرات كربون، وأربع عشرة ذرة هدروجين، C_6H_{14}.



يحوي غاز الطهو على البوتان.

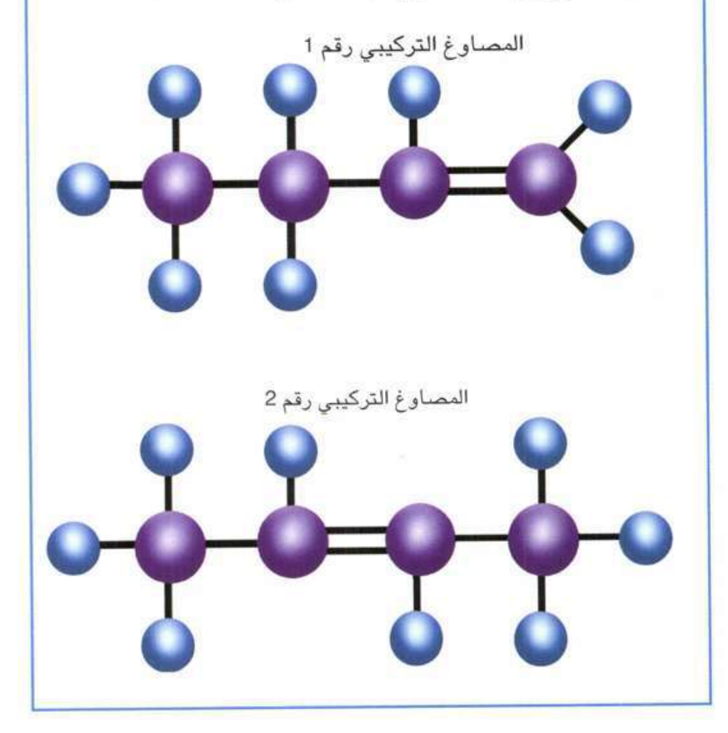
السلاسل المتماثلة:

تصنف الهدروكربونات ضمن سلاسل تعرف بالسلاسل المتماثلة homologous series وفقاً للمركبات التي تتألف منها. وللسلاسل المتماثلة بنى وخواص كيميائية متشابهة. ويختلف كل مركبين متعاقبين في السلسلة عن بعضهما من حيث صيغتهما الجزيئية بمجموعة CH_2 الموجودة في كل منهما.



التزامر

التزامر (أو التصاوغ) isomerism هو إحدى خاصيات الهدروكربونات؛ حيث يمكن لارتباط ذرتي كربون أن يشكل مركبات ذات صيغة جزيئية متشابهة، ولكنها مختلفة من حيث الصيغة التركيبية. ويؤدي التزامر إلى امتلاك المركبات لخواص طبيعية مختلفة. وتدعى المركبات ذات الصيغة الجزيئية المتشابهة بالمصاوغات isomers.



الهدروكربونات اللا مشبعة

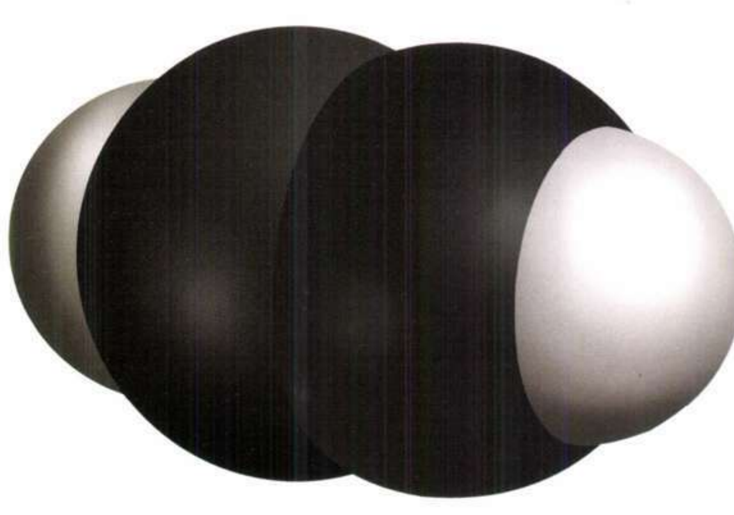
- الهدروكربونات اللا مشبعة unsaturated hydrocarbons هي هدروكربونات تحوي وصلة مساهمة مزدوجة double covalent bond، أو وصلة مساهمة ثلاثية triple covalent bond بين ذرات الكربون فيها.
- وخلافاً للهدركربونات المشبعة يمكن أن يشكل عدد أكبر من ذرات الهدروجين وصلات بذرات الكربون الموجودة.
- تخضع الهدروكربونات اللا مشبعة إلى تفاعل ضم addition reaction.
- يمكن للهدروكربونات اللا مشبعة أن تكون ألكينات alkenes أو ألكاينات alkynes وفقاً لكون الوصلات ثنائية أو ثلاثية.
- وعادةً ما تكون الهدروكربونات اللا مشبعة أكثر تفاعلاً بسبب وجود الوصلات الثنائية والثلاثية.
- للهدركربونات اللا مشبعة عدد أقل من ذرات الهدروجين.

هل تعلم؟

تدعى المركبات العطرية بهذا الاسم نسبة لروائح زيوتها العبقة.

الأسيتيلين

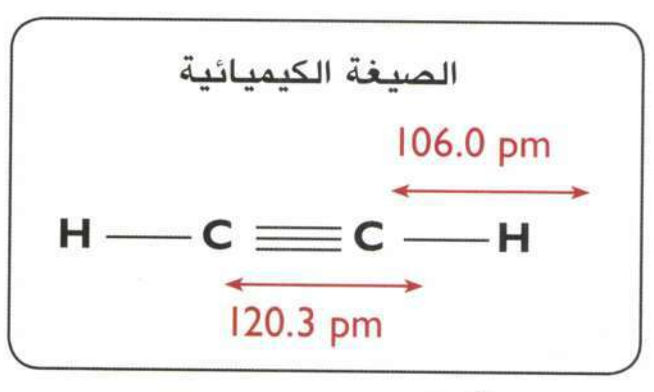
الأسيتيلين **acetylene** هو أول عضو في الهدروكربونات، وأكثرها شيوعاً. ويحوي الأسيتيلين على زوج أو أكثر من ذرات الكربون، تتصل فيما بينها بوصلات ثلاثية. والصيغة الكيميائية للأسيتيلين هي C_2H_2.





نظرة سريعة

الرمز	:	C_2H_2
نقطة الذوبان	:	-80.8 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-84 درجة مئوية
الكثافة	:	1.097 كغ/م^3



استخدامات الأسيتيلين

للأسيتيلين استخدامات كثيرة نذكر منها:

- يستخدم لتحضير الإيثانول ethanol.
- يستخدم كوقود للحام بالأسيتيلين ولقطع المعادن.
- يستخدم كمادة خام تدخل في تركيب العديد من المواد الكيميائية العضوية واللدائن كموحود كلوريد الفينيل vinyl chloride monomer والكلوريد المتعدد الفينيل polyvinyl chloride (PVC).

إنتاج الأسيتيلين

يمكن إنتاج الأسيتيلين بأي من الطرائق التالية:

تفاعل الماء مع كربيد الكالسيوم.

$$CaC_2 + H_2O \Rightarrow HCCH + Ca_o$$

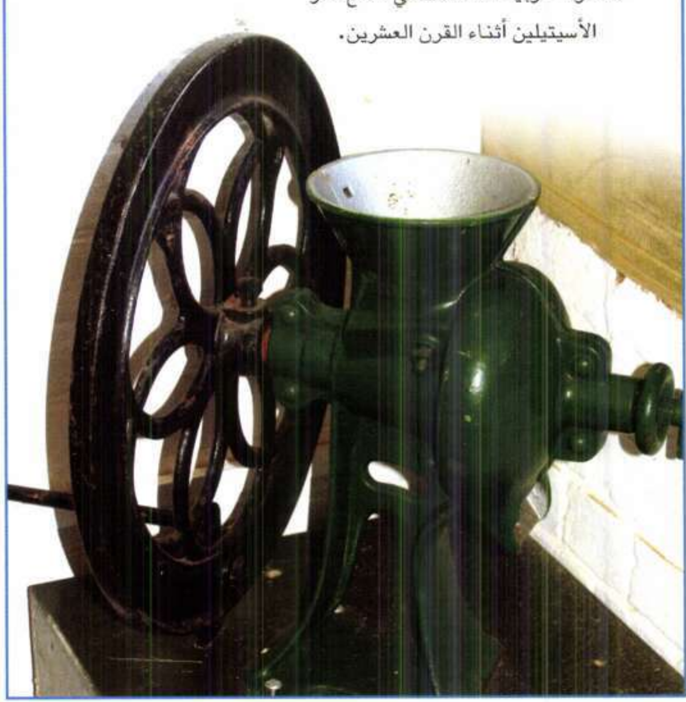
إمرار الهدروكربون عبر قوس كهربائي.

الاحتراق الجزئي للميتان بالهواء أو الأكسجين.

$$2CH_4 + O_2 \Rightarrow 2CO + 2H_2$$

$$1773\ degK\ 2CH_4 \Rightarrow HCCH + 3H_2$$

طاحونة كربيد استخدمت في صنع غاز الأسيتيلين أثناء القرن العشرين.



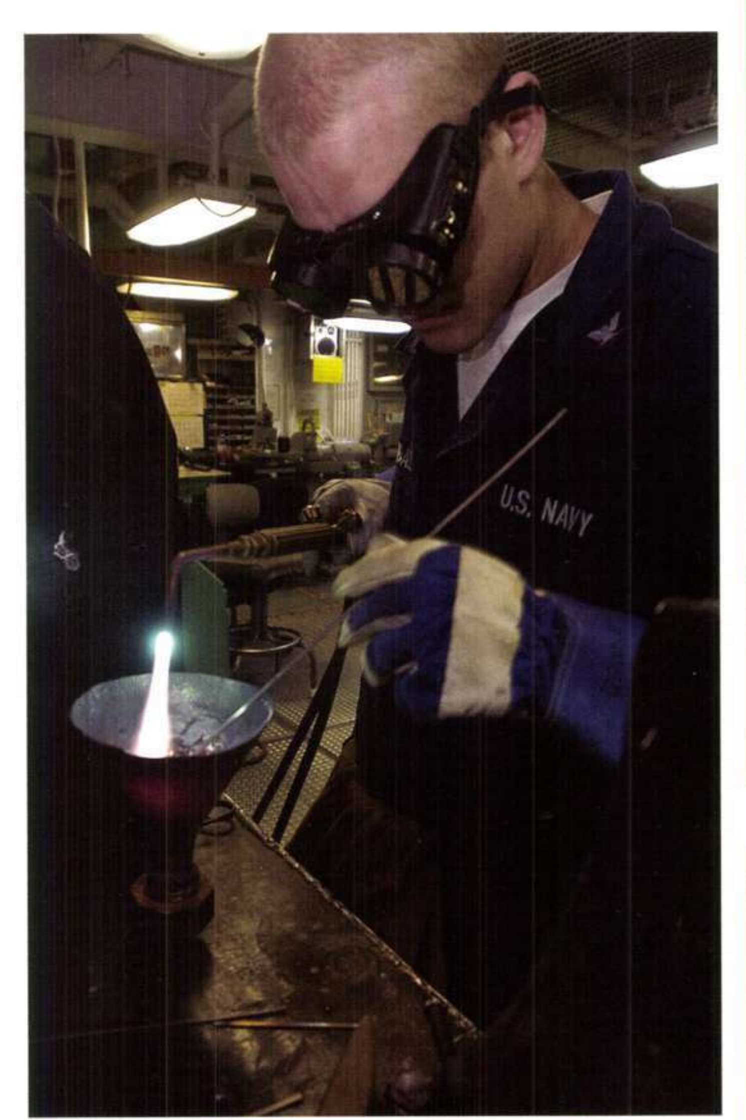
اكتشاف الأسيتيلين

اكتشف إدموند ديفي Edmond Davy الأسيتيلين سنة 1836، وعرفه بأنه: "المكربِن الجديد للهدروجين" new carburet of hydrogen. وفي سنة 1860 أعاد الكيميائي الفرنسي مارسيلان برتيلو Marcellin Berthelot اكتشاف الأسيتيلين وهو الذي أعطاه اسمه الحالي.

مارسيلان برتيلو

خواص الأسيتيلين

- غاز عديم اللون وقابل للاشتعال.
- ذو رائحة مقبولة.
- يؤدي تحلل الأسيتيلين إلى تفكك عناصره وإطلاق حرارة.
- يتفجر الأسيتيلين عند امتزاجه بالهواء.
- يعطي الأسيتيلين ضوءاً أبيض صافياً عند حرقه بالكمية الصحيحة من الهواء.
- يتحد الأسيتيلين مع بعض العناصر المعدنية كالفضة أو النحاس أو الصوديوم ليشكل معها الأسيتيليدات acetylides حيث تحل هذه المعادن مكان ذرات الهدروجين.

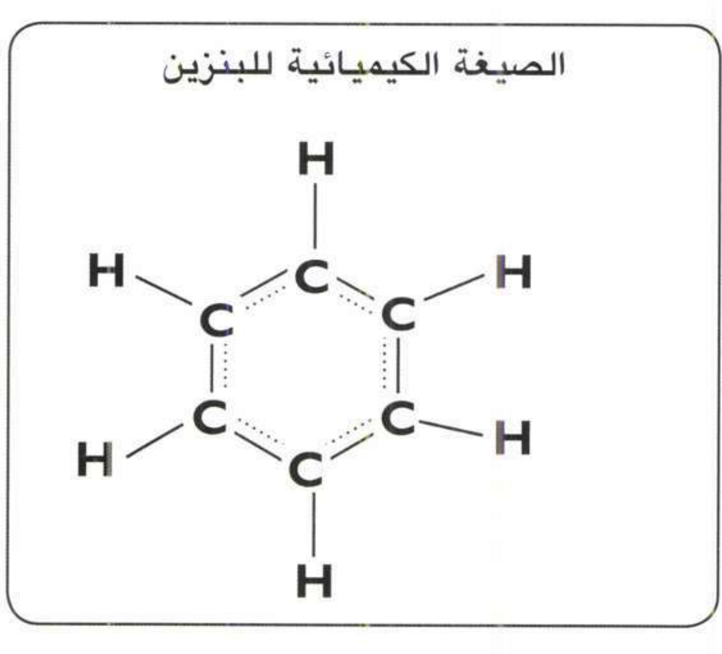


هل تعلم؟

عندما يتم إعداد الأسيتيلين من كربيد الكالسيوم فإنه يحوي على بعض الآثار من الفوسفين phosphine التي تطلق رائحة نفاذة شبيهة بالثوم.

البنزين

البنزين **benzene** مركب عطري يتألف من ستة ذرات كربون وستة ذرات هدروجين. وتصطف ذرات الكربون كسلسلة ضمن بنية حلقية، وتتصل بكل ذرة كربون ذرة هدروجين.



نظرة سريعة		
الرمز	:	C_6H_6
نقطة الذوبان	:	5.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	80.4 درجة مئوية
الكثافة	:	0.8765 غ/سم^3

حلقة البنزين

يستخدم البنزين في العطور.

اكتشاف البنزين

اكتشف مايكل فارادي Michael Faraday البنزين سنة 1825. وقد أطلق عليه العالم أ. ف. فون هوفمان A. W. von Hoffmann اسم البنزين حين اكتشفه في قطران الفحم.



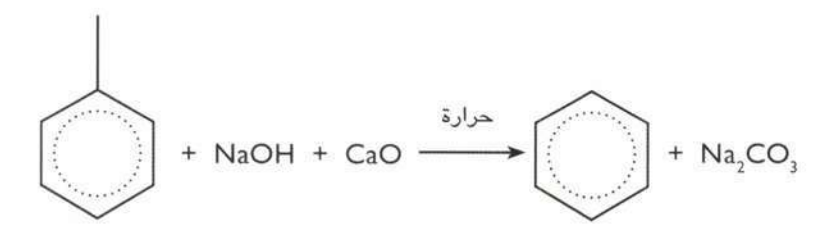
أ. ف. فون هوفمان

استخدامات البنزين

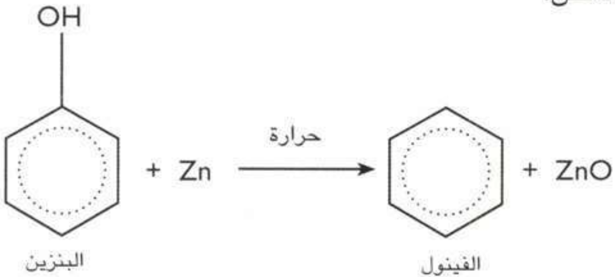
- في التنظيف الجاف drycleaning للملابس الصوفية.
- في صناعة الأصبغة والعقاقير والعطور والمتفجرات والبلمرات.
- كمادة صناعية حالّة للدهون والزيوت والمطاط والراتنجات.
- كوقود للسيارات مع النفط تحت اسم البنزول (أو أسمائه التجارية البنزين أو الغازولين) benzol.

إنتاج البنزين

1- يتم الحصول على البنزين بتسخين بنزوات الصوديوم sodium benzoate مع الصودا الكاوية مما يزيل ثنائي أكسيد الكربون منها.



2- كذلك يتشكل البنزين حين تمرر أبخرة الفينول phenol على صدأ التوتياء المسخَّن.





هل تعلم؟

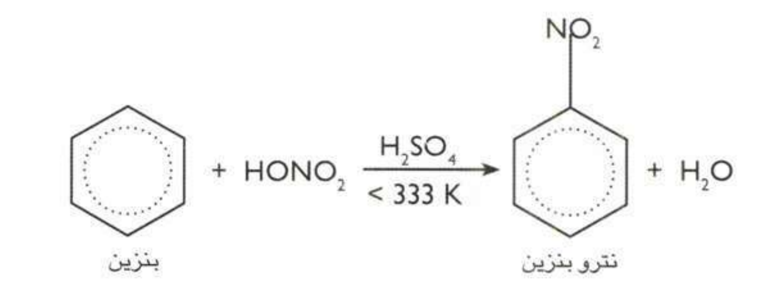
ينحل البنزين بسهولة في المطاط والصمغ والشحوم وعدد من الراتنجات.

خواص البنزين

- سائل عديم اللون.
- شديد السمومية.
- يؤدي التعرض الطويل للبنزين إلى الإصابة بمرض ابيضاض الدم leukemia.
- له رائحة نفطية مميزة.
- يحترق البنزين بلهب سناجي بوجود الأكسجين.

$$2C_6H_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 + 6H_2O$$

- ينتج البنزين النتروبنزين **introbenzene** عند تسخينه مع حمض الآزوت المركز مع وجود حمض الكبريت المركز عند درجة **333** كلفن.

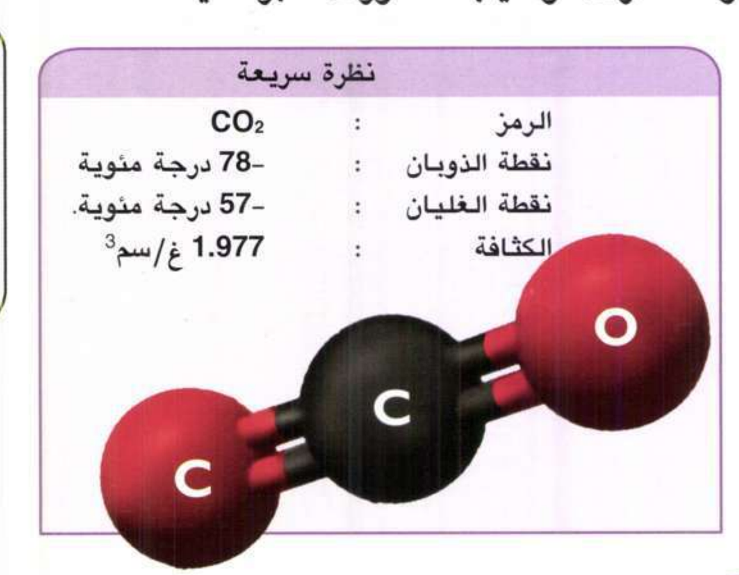


ثنائي أكسيد الكربون

يوجد غاز ثنائي أكسيد الكربون carbon dioxide في الهواء بنسبة 0.03٪، وهو يحوي على ذرة واحدة من الكربون، مرتبطة بذرتين من الأكسجين. وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون في الغلاف الجوي نتيجة لتنفس النباتات والحيوانات، واحتراق الوقود الفحمي، وتحلل المواد العضوية، والتخمرات، ونتيجة للثورات البركانية.

نظرة سريعة

الرمز	:	CO_2
نقطة الذوبان	:	-78 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-57 درجة مئوية.
الكثافة	:	1.977 غ/سم^3



الصيغة الكيميائية لثنائي أكسيد الكربون

$$O = C = O$$

116.3 p.m.

اكتشاف ثنائي أكسيد الكربون

اكتشف يان بابتيستا فان هلموت Jan Baptista van Helmut وجود ثنائي أكسيد الكربون في الهواء سنة 1630.

استخدامات ثنائي أكسيد الكربون

لثنائي أكسيد الكربون استخدامات عديدة نذكر منها:

- يقوم ثنائي أكسيد الكربون بدور حيوي في الطبيعة؛ حيث يدخل في عملية التمثيل الضوئي photosynthesis التي تتم بموجبها صناعة جميع الأغذية الموجودة في الطبيعة.
- يستخدم ثنائي أكسيد الكربون في إطفاء النيران كمادة مبردة refrigerant؛ وذلك بتعبئته وإطلاقه من مطفئات الحريق.
- يستخدم ثنائي أكسيد الكربون في صناعة اليوريا urea وهي أحد الأسمدة المهمة.

خواص ثنائي أكسيد الكربون

- لثنائي أكسيد الكربون رائحة خفيفة نفاذة وطعم حمضي.
- ينحل في الماء والإيثانول ethanol والأسيتون acetone.
- ثنائي أكسيد الكربون أثقل من الهواء.
- يحول ورق عباد الشمس الأزرق إلى اللون الأحمر بسبب طبيعته الحمضية.
- ينتج ثنائي أكسيد الكربون الحمض الكربوني carbonic acid عند معالجته بالماء.

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

- يطلق ثنائي الكربونات (البيكربونات) bicarbonates عندما يتحد مع القلويات.

$$CO_2 + NaOH \rightarrow NaHCO_3$$

بيكربونات الصوديوم

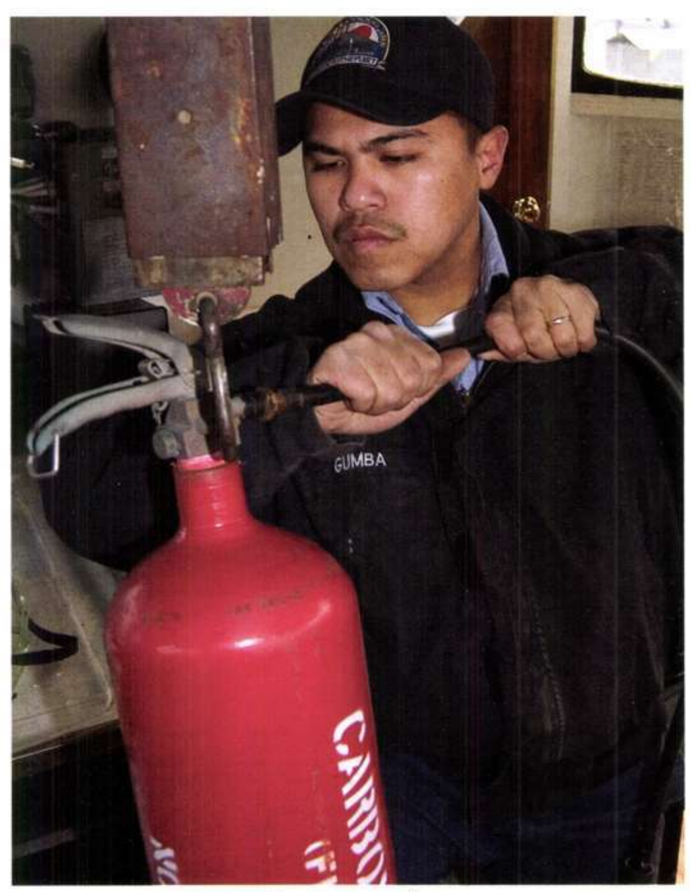
- يشكل الكربونات carbonates عند اتحاده مع الأكسيدات الأساسية كأكسيد البوتاسيوم وأكسيد الصوديوم:

$$Na_2O(s) + CO_2(g) \rightarrow Na_2CO_3(s)$$

- كربونات الصوديوم ثنائي أكسيد الكربون أكسيد الصوديوم



يوجد ثنائي أكسيد الكربون المنحل في المشروبات الغازية.



شخص يفحص أسطوانة ثنائي أكسيد الكربون.

إنتاج ثنائي أكسيد الكربون

- احتراق الكربون:

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + heat$$

حرارة ثنائي أكسيد الكربون أكسجين كربون

- تخمر السكر:

$$C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2\,C_2H_5OH(l) + 2CO_2(g) + heat$$

حرارة ثنائي أكسيد الكربون كحول الإثيل خميرة غلوكوز

- عمل الحرارة على الكربون:

$$CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$$

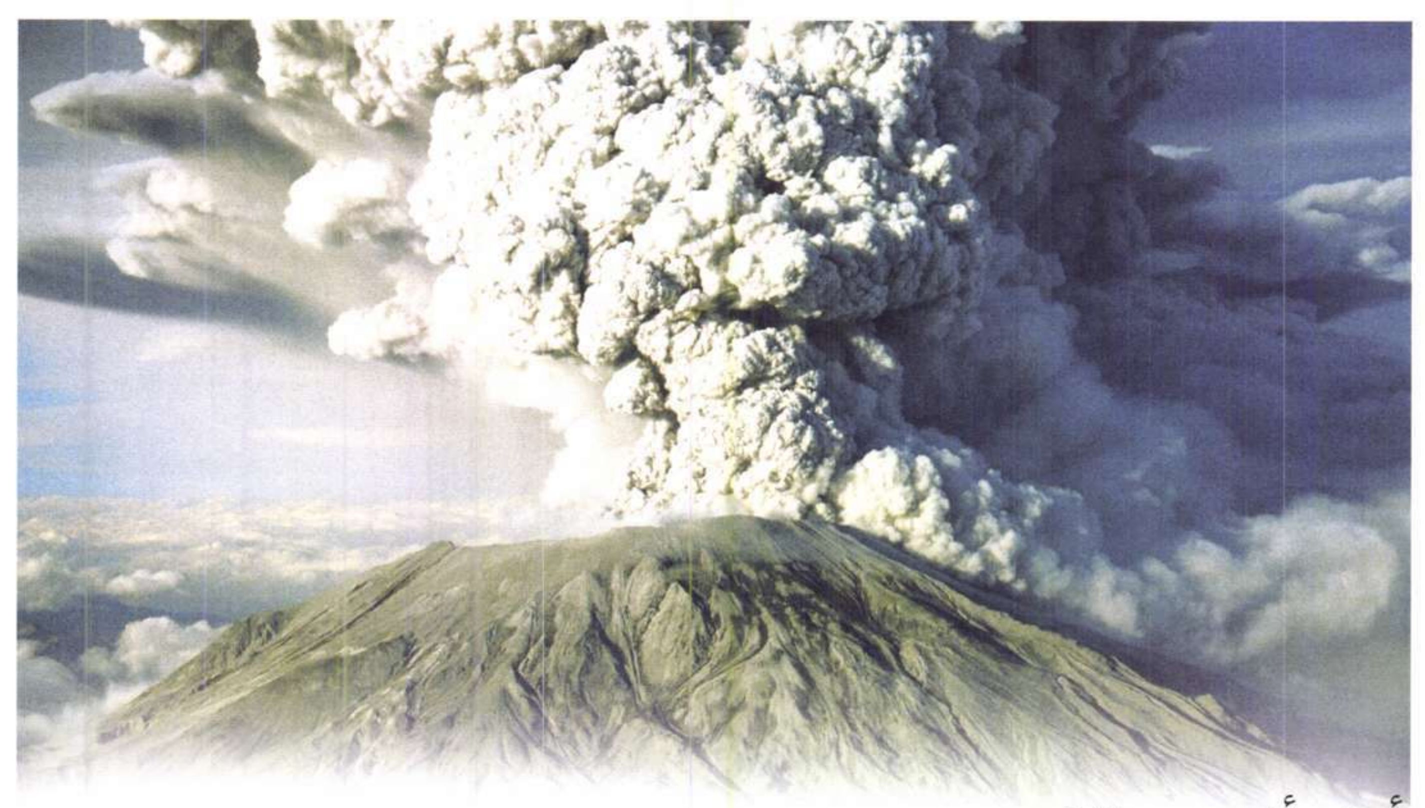
ثنائي أكسيد الكربون أكسيد الكالسيوم حرارة كربونات الكالسيوم

- معالجة الكربونات المعدنية بالحموض المعدنية الممددة.

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

هل تعلم؟

يتزايد ثنائي أكسيد الكربون باستمرار في الغلاف الجوي نتيجة لحرق الوقود الحفري مسبباً ظاهرة الدفيئة greenhouse effect.



أول أكسيد الكربون

أول أكسيد الكربون carbon monoxide غاز عديم اللون وعالي السمومية، يتألف من ذرة واحدة من الكربون، وذرة واحدة من الأكسجين. وينتج أول أكسيد الكربون عن الاحتراق الكامل لوقود المصانع والسيارات.

إنتاج أول أكسيد الكربون

- إمرار ثاني أكسيد الكربون على الكربون الساخن.

$$CO_2 + C \xrightarrow{\text{حرارة}} 2CO$$

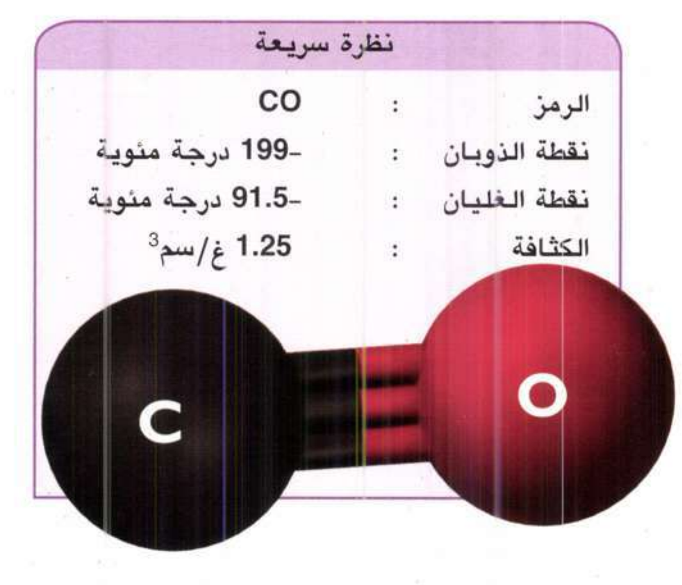
- اتحاد حمض الأوكساليك oxalic acid مع حمض الكبريت المركز.

$$\begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix} + (H_2SO_4)\ (l) \rightarrow H_2O + CO_2(g) + CO(g) + (H_2SO_4)\ (l)$$

ماء (H_2O)، ثنائي أكسيد الكربون (CO_2)، أول أكسيد الكربون (CO)، حمض الكبريت المركز (H_2SO_4)

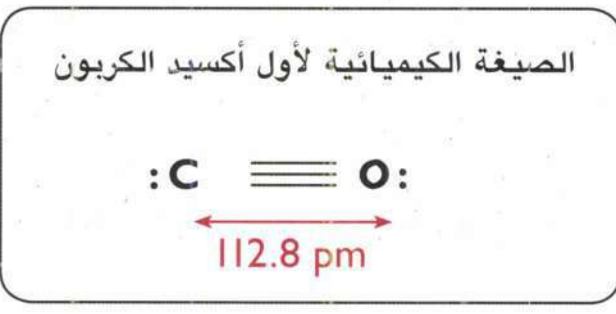
- تجفيف حمض النمليك formic acid بواسطة حمض الكبريت المركز.

$$HCOOH(l) \xrightarrow[\text{حمض الكبريت المركز}]{H_2SO_4} H_2O(l) + CO(g)$$



نظرة سريعة

الرمز	:	CO
نقطة الذوبان	:	-199 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-91.5 درجة مئوية
الكثافة	:	1.25 غ/سم^3



استخدامات أول أكسيد الكربون

لأول أكسيد الكربون استخدامات عديدة نذكر منها:

- صناعة المنتجات الكيميائية العضوية واللا عضوية ككحول الميثيل (روح الخشب) **methyl alcohol**، وفورمات الصوديوم **sodium formate**، والفوسجين **phosgene**.
- يستخدم كوقود على نطاق واسع.
- يستخدم كعامل اختزال في استخراج المعادن.

خواص أول أكسيد الكربون

- غاز عديم الرائحة والمذاق وقابل للاشتعال.
- أخف من الهواء قليلاً.
- قليل الانحلال في الماء.
- شديد السمومية.
- ينتج ثنائي أكسيد الكربون عندما يحترق في الهواء.
- ينتج أول أكسيد الكربون كلوريد الكربونيل عندما يتحد مع الكلور في وجود ضوء الشمس والفحم النباتي.

$$CO(g) + Cl_2(g) \xrightarrow{\text{محفِّز من الفحم}} COCl_2(g)$$

أول أكسيد الكربون + كلور ← كلوريد الكربونيل (فوسجين)

- يشكل أول أكسيد الكربون الكربونيلات المعدنية metallic carbonyls حين يمرر تحت الضغط فوق المعادن الساخنة.

$$Ni + 4CO \xrightarrow[\text{ضغط}]{356^{\circ}} Ni(CO)_4$$

نيكل ← كربونيل النيكل



هل تعلم؟

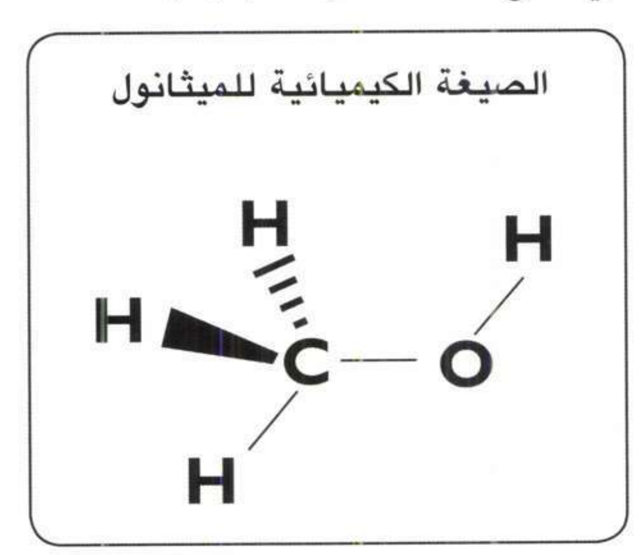
يمكن لأول أكسيد الكربون أن يكون قاتلاً حتى عندما لا يشكل إلا 1٪ من الهواء ويتم تنفسه لمدة 10-15 دقيقة.

اكتشاف أول أكسيد الكربون

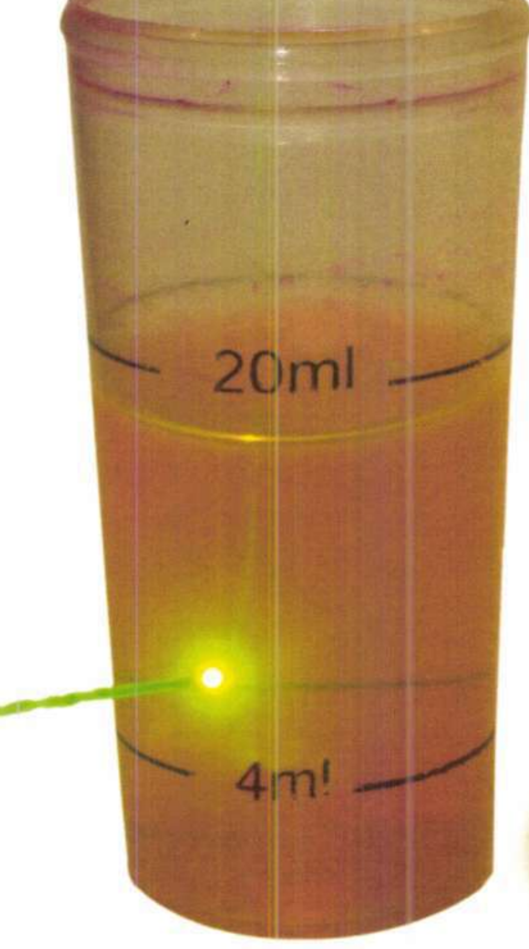
قام العالم لاسون Lassone بتحضير أول أكسيد الكربون لأول مرة سنة 1776 عندما سخَّن أكسيد التوتياء مع فحم الكوك. ولكن أول من وصفه كمركب يحوي على الكربون والأكسجين كان الكيميائي الإنكليزي ويليام كمبرلاند كرويكشانك William Cumberland Kruikshank سنة 1800.

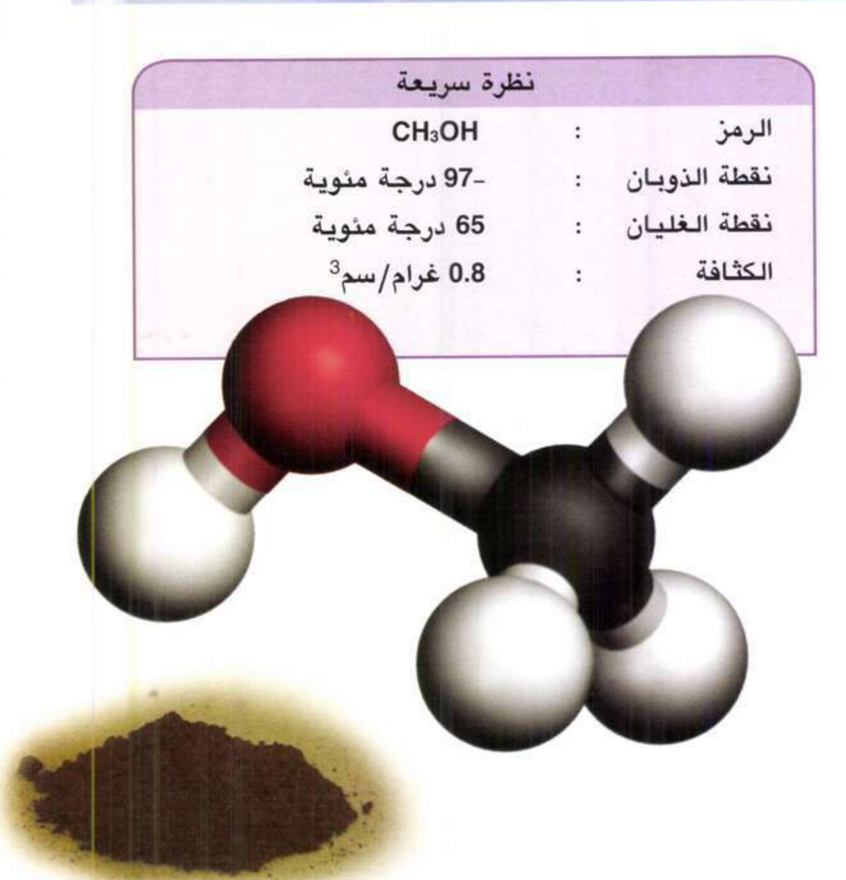
الميثانول

الميثانول **methanol** هو أبسط أنواع الكحول، ويعرف أيضاً باسم كحول الميثيل **methyl alcohol**. والميثانول مذيب مخبري معروف، ويستخدم على نطاق واسع في إنتاج مختلف المواد الكيميائية.



الصيغة الكيميائية للميثانول





نظرة سريعة		
الرمز	:	CH_3OH
نقطة الذوبان	:	-97 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	65 درجة مئوية
الكثافة	:	0.8 غرام/سم^3

استخدامات الميثانول

يستخدم الميثانول فيما يلي:

- مانع تجمد في مبردات السيارات.
- كوقود بديل مهم لغازولين السيارات.
- في صناعة الفورمالديهايد.
- مادة حالّة في صناعة الدهانات والأصبغة.

اكتشاف الميثانول

قام عالم الكيمياء والفيزياء البريطاني روبرت بويل Robert Boyle بعزل الميثانول سنة 1661.



خواص الميثانول

- سائل عديم اللون.
- له رائحة وطعم لاذعان.
- شديد الامتزاج بالماء والمذيبات العضوية.
- ينتج الميثانول ثنائي أكسيد الكربون والبخار، ويحترق بلهيب أزرق شاحب في وجود الأكسجين.

$$2CH_3OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 4H_2O$$

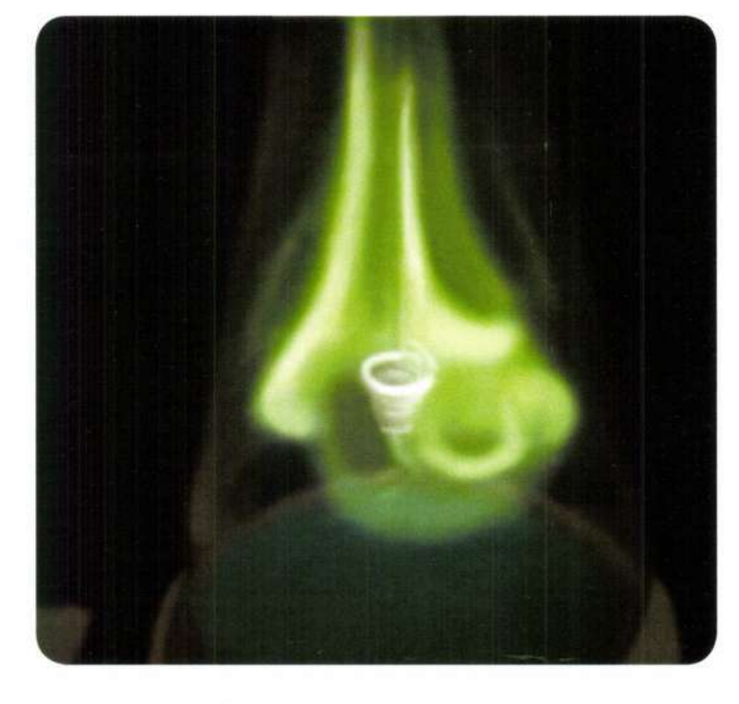
- يشكل الإيثانول غاز الفورمالديهايد حين يتأكسد مع ثنائي كرومات البوتاسيوم أو برمنغنات البوتاسيوم.

$$\underset{\text{ميثانول}}{CH_3OH} \xrightarrow{[O]} \underset{\text{فورمالديهايد}}{CH_2O} + H_2O$$

إنتاج الميثانول

يتم إنتاج الميثانول حين يمرر مزيج من الأكسجين وأول أكسيد الكربون بنسبة 1:2 على محفز وتحت ضغط وحرارة عاليين.

$$CO + 2H_2 \xrightarrow{400^{o}} CH_3OH$$



هل تعلم؟

الميثانول شديد السمومية، ويؤدي تناوله إلى العمى الدائم والوفاة.

الإيثانول

الإيثانول ethanol من الحموض الدهنية، ويعرف أيضاً بكحول الإيثيل ethyl alcohol والكحول النقي والكحول المطلق. ويستخدم الإيثانول على نطاق واسع في الصناعة على شكل مزيج بنسبة 95٪ من الإيثانول و5٪ من الماء، ويعرف بالكحول عيار 95٪.



الإيثانول

خواص الإيثانول

- سائل صافٍ عديم اللون.
- له رائحة زكية.
- يمتزج بشكل كامل مع الماء والمحلولات العضوية.
- ينتج الإيثانول ثنائي أكسيد الكربون والبخار، ويحترق بلهب أزرق شاحب غير متوهج في وجود الأكسجين.

$$C_2H_5OH + 3O_2 \Rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$$

- يشكل الإيثانول أسيتالداهايد عندما يتأكسد مع ثنائي كرومات البوتاسيوم أو برمنغنات البوتاسيوم.

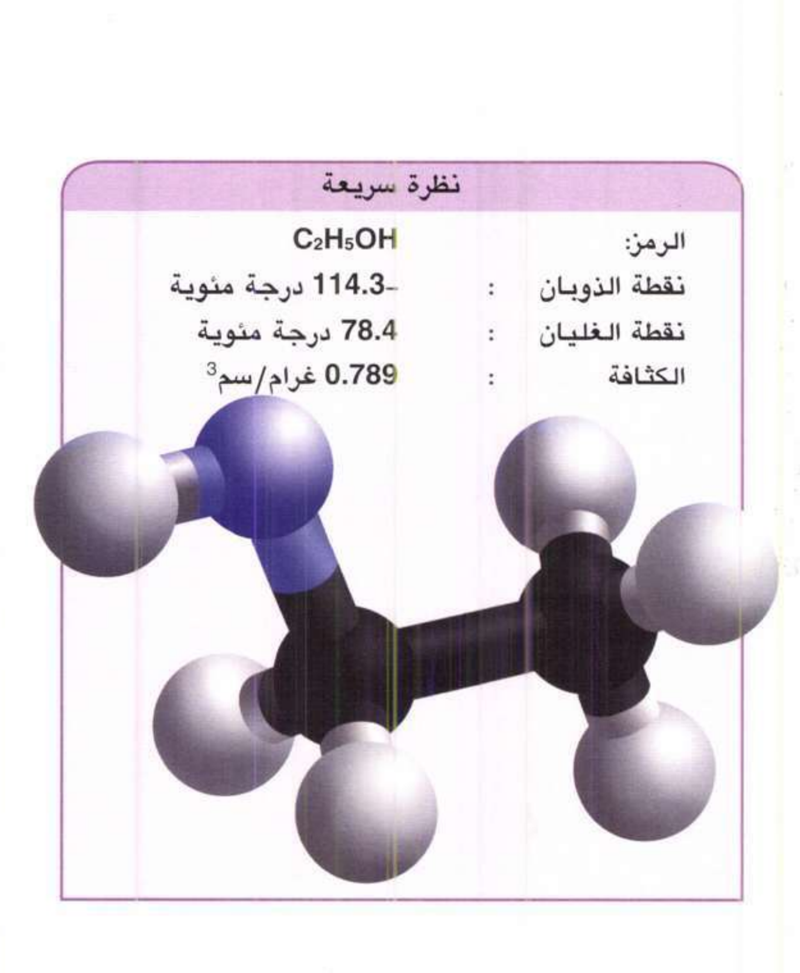
$$\underset{\text{إيثانول}}{C_2H_5OH} \xrightarrow{[O]} \underset{\text{أسيتالديهايد}}{CH_3CHO} + H_2O$$

ينتج الإيثانول إيثوكسيد الصوديوم، ويطلق غاز الهدروجين عندما يتحد مع الصوديوم في درجة حرارة الغرفة.

$$2C_2H_5OH + 2Na \Rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2$$

نظرة سريعة

الرمز:		C_2H_5OH
نقطة الذوبان	:	-114.3 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	78.4 درجة مئوية
الكثافة	:	0.789 غرام/سم^3





حافلة تسير بالإيثانول.

استخدامات الإيثانول

- يستخدم الإيثانول كمذيب في صناعة الدهانات.
- يستخدم في صنع مركبات الكربون.
- يستخدم الإيثانول الممزوج مع الغازولين في محركات الاحتراق الداخلي internal combustion engines.
- ويستخدم لتوليد الطاقة في محركات الاحتراق الداخلي.

إنتاج الإيثانول

تستخدم عملية إنتاج الإيثانول بتفاعل الإيثين ethene مع البخار في العمليات الصناعية.

$$C_2H_4 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$$

إيثانول بخار إيثين

يستخدم التخمر الكحولي **alcoholic fermentation** لإنتاج الإيثانول لأغراض غذائية.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

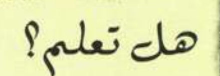
فروكتوز غلوكوز خميرة سكر القصب سكروز

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

إيثانول أنزيم التحلل زيماز

اكتشاف الإيثانول

قام العالم المسلم محمد بن زكريا الرازي بعزل الإيثانول لأول مرة كمركب نقي.

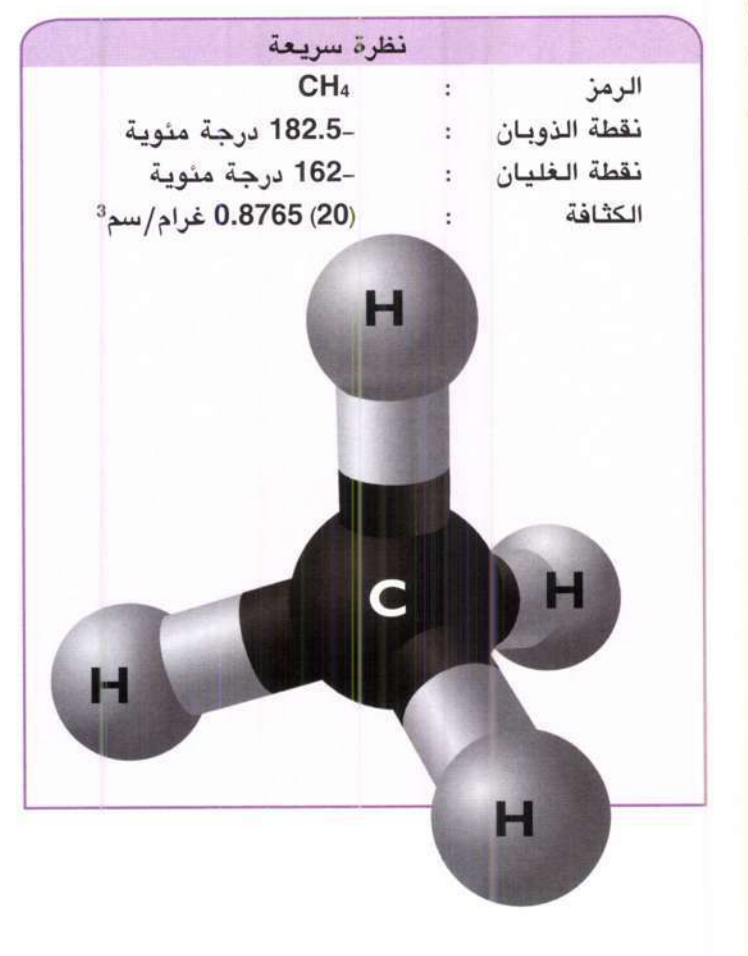


الإيثانول هو أحد المكونات المسكِرة المعروفة في الكثير من المشروبات الكحولية.

محطة إنتاج إيثانول

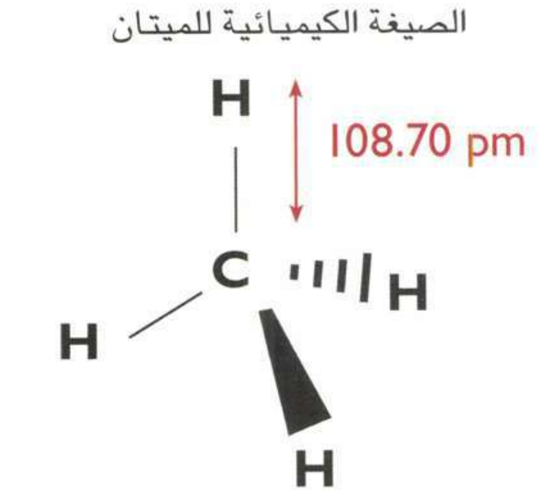
الميتان

الميتان (الميثان) **methane** مركب كيميائي يتألف من الكربون والهدروجين. وهو أبسط الهدروكربونات، وأول أعضاء مجموعة الألكانات. والصيغة الجزيئية للميتان هي CH_4. وتتألف من: ذرة كربون واحدة، وأربعة ذرات هدروجين، ترتبط ضمن وصلات مساهمة وحيدة.



نظرة سريعة		
الرمز	:	CH_4
نقطة الذوبان	:	-182.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	-162 درجة مئوية
الكثافة	:	(20) 0.8765 غرام/سم^3

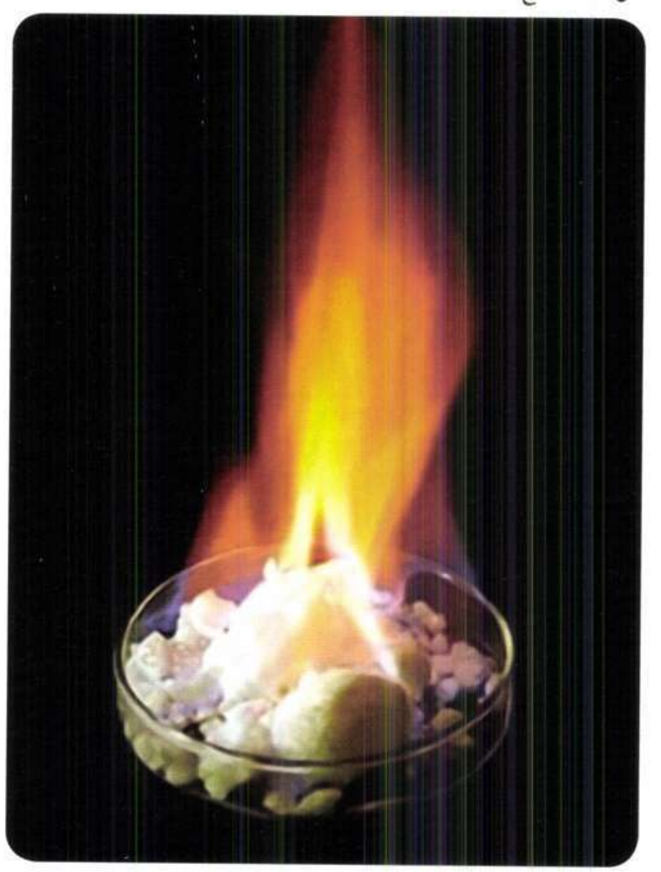
الصيغة الكيميائية للميتان



محرك صاروخي يعمل على الميتان السائل.

استخدامات الميثان

- يستخدم الميثان لتوليد الكهرباء بحرقه كوقود في العنفات الغازية أو سخانات البخار.
- في العمليات الكيميائية الصناعية.
- سائل مبرد (في الغاز الطبيعي السائل liquid natural gas).
- مالئ filler للمطاط الطبيعي.
- في الأصبغة وأحبار الطباعة.
- في صناعة النشادر، وكمادة أولية في الأسمدة الآزوتية.
- يستخدم أيضاً كمذيب.
- يستعمل كمخدِّر anesthetic.
- ويستخدم كوقود في المنازل والمؤسسات التجارية والمصانع.



إنتاج الميثان

- يمكن الحصول على الميثان بالطريقة التالية:
- يوضع خليط من أسِتات الصوديوم sodium acetate والصودا الكاوية في أنبوب اختبار زجاجي صلب، ويسد بسدادة مطاطية، ويركب على أنبوب صبيب delivery tube.
- يقمط أنبوب الصبيب في قامطة clamp stand.
- يتم تركيب الأنابيب كما في الشكل.
- يسخن أنبوب الاختبار حتى درجة حرارة عالية. وتتفاعل أستات الصوديوم مع ماءات الصوديوم لتشكل غاز الميثان. ويحدث التفاعل الكيميائي بحسب المعادلة التالية:

$$CH_3COONa + NaOH \xrightarrow[\triangle]{Cao} Na_2CO_3 + CH_4$$

يدعى هذا التفاعل إزالة الكاربوكسيلات.



ناقلة غاز طبيعي سائل

خواص الميثان

- غاز عديم اللون والطعم والرائحة.
- غير سام، ولكنه قابل للاشتعال.
- ينحل قليلاً في الماء.
- أخف من الهواء.
- يشكل الميثان مزيجاً متفجراً حين يتفاعل مع الهواء، فيحترق بانفجار عنيف مشكلاً ثنائي أكسيد الكربون وبخار الماء.

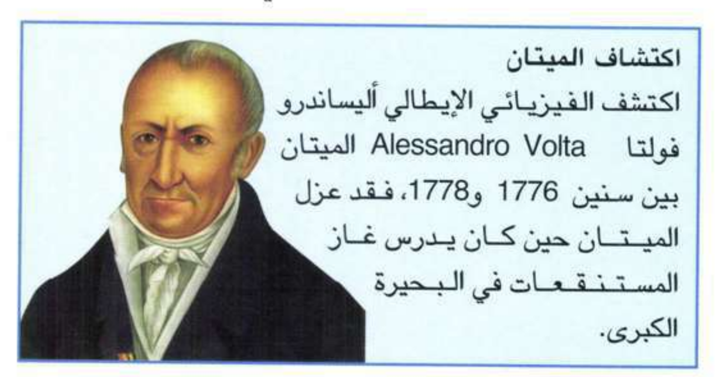
$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

- التحلل الحراري pyrolysis هو تفكك الميتان إلى عناصره الأولية من كربون وهدروجين بواسطة الحرارة، وفي غياب الهواء.

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO + H_2 + H_2O$$

- يمكن إنتاج رابع كلوريد الكربون charbon tetrachloride بكلورة الميتان في وجود ضوء الشمس.

اكتشاف الميتان



اكتشف الفيزيائي الإيطالي أليساندرو فولتا Alessandro Volta الميتان بين سنين 1776 و1778، فقد عزل الميتان حين كان يدرس غاز المستنقعات في البحيرة الكبرى.

هل تعلم؟

يعرف الميتان بغاز المستنقعات marsh gas؛ لأنه يوجد حول المياه الراكدة والمستنقعات.

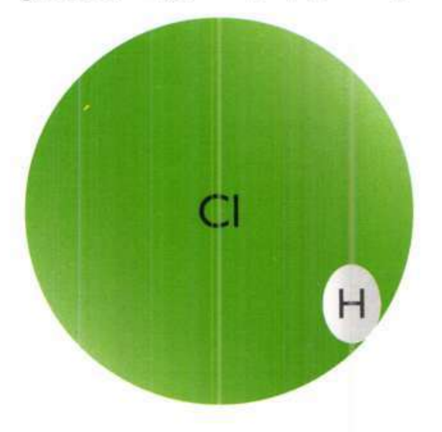
حمض كلور الماء

كلوريد الهدروجين hydrogen chloride مركب يتألف من الهدروجين والكلور. وهو يكون في حالته الغازية ضمن درجة حرارة وضغط الغرفة. ويتحول إلى حمض كلور الماء hydrochloric acid عند مزجه بالماء.




اختبار حمض كلور الماء على ورق عباد الشمس.

الصيغة الكيميائية لكلوريد الهدروجين



نظرة سريعة		
الرمز	:	HCL
نقطة الذوبان	:	-114 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	- 85 درجة مئوية
الكثافة	:	1.2 غرام/سم3



الخواص

- غاز عديم اللون، ذو رائحة قوية.
- شديد الانحلال في الماء.
- يتفاعل كلوريد الهدروجين مع الإيثانول فينتج كلوريد الإيثيل ethyl chloride، والماء في وجود عامل التجفيف كلوريد التوتياء zinc chloride.

$$C_2H_5OH + HCl \xrightarrow{ZnCl_2} C_2H_5Cl + H_2O$$

إيثانول　　　　كلوريد الإيثيل

- عند مزج حمض كلور الماء الممدد مع الحديد أو أكسيد الحديد نحصل على كلوريد الحديد ferrous chloride.

$$FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$$

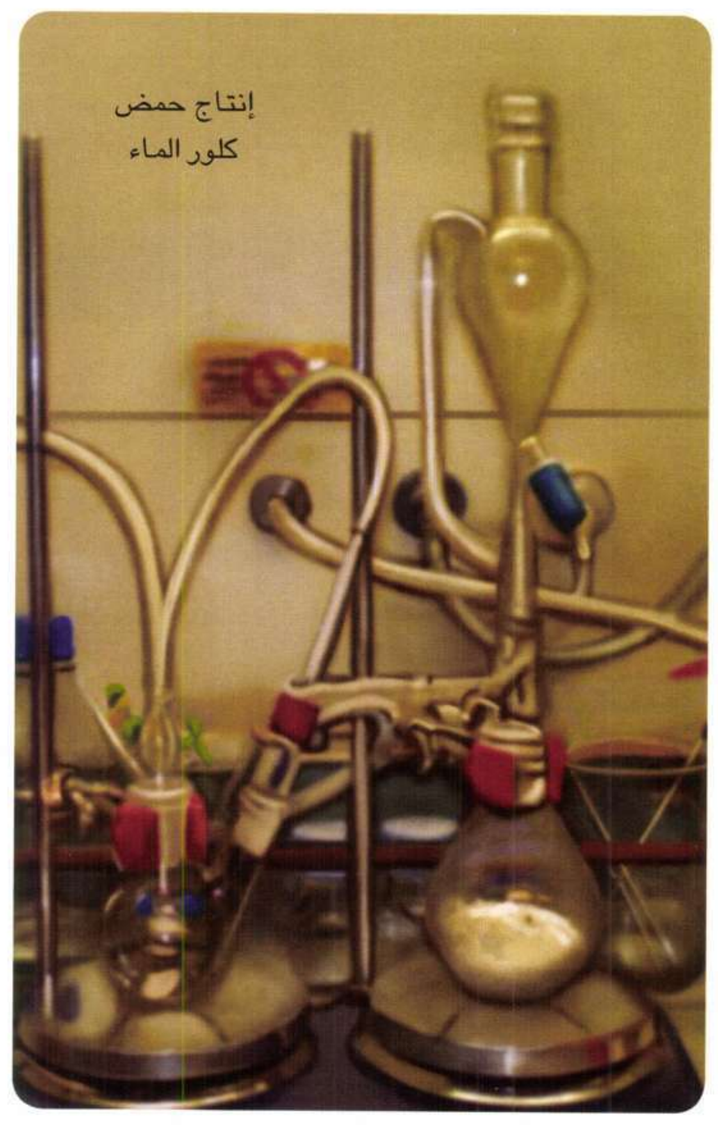
إنتاج حمض كلور الماء

- تستخدم صناعياً عملية احتراق الهدروجين مع الكلور.

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

- تستخدم في المختبرات عملية تسخين حمض الكبريت المركّز مع كلوريد الصوديوم لإنتاج حمض كلور الماء.

$$NaCl + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HCl$$



اكتشاف حمض كلور الماء

اكتشف حمض كلور الماء لأول مرة من قبل العالم العربي جابر بن حيان حوالي سنة 800 م عندما مزج ملح الطعام مع حمض الكبريت.



هل تعلم؟

إذا زادت كمية حمض كلور الماء عن 0.1٪ من حجم الجو المحيط فإنها تتسبب في الوفاة خلال بضعة دقائق.



استخدامات حمض كلور الماء

- قياس كمية الفضة في محلول أملاح الفضة silver salts.
- في إعداد الكلوريدات الأيونية ionic chlorides.
- كعامل كلوَرة في التفاعلات الكيميائية.
- في المعالجة الصناعية للمعادن، وفي تركيز بعض الفلزات.

برمنغنات البوتاسيوم

برمنغنات البوتاسيوم potassium permanganate مركب كيميائي لا عضوي، وقد عرفت سابقاً باسم برمنغنات البوتاش potash permanganate أو بلورات كوندي Condy's crystals. يتألف هذا الملح من شاردة بوتاسيوم موجبة، وأربعة شوارد سالبة من أكسيد المنغنيز.

إنتاج برمنغنات البوتاسيوم

- يشكل اتحاد ثنائي أكسيد المنغنيز مع هدروكسيد البوتاسيوم منغنات البوتاسيوم.

$$2MnO_2 + 4KOH\ O_2 \Rightarrow 2K_2MnO_4 + 2H_2O$$

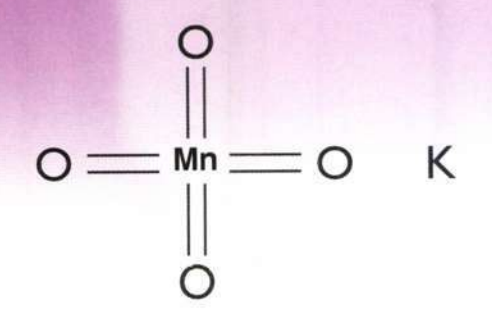
- ثم تتم كهرلة منغنات البوتاسيوم باستخدام أقطاب (قضبان) حديدية ضمن درجة حرارة 60 مئوية لإنتاج برمنغنات البوتاسيوم.

$$2MnO_4^{2-} + Cl_2 \Rightarrow 2MnO_4^{-} + 2\ Cl^{-}$$

نظرة سريعة

الرمز	:	$KMnO_4$
نقطة الذوبان	:	240 درجة مئوية
الكثافة	:	2.703 غرام/سم^3

الصيغة الكيميائية



خواص برمنغنات البوتاسيوم

- مركب بلوري بنفسجي اللون.
- له لمعة معدنية.
- ينحل في الماء والأسيتون والإيثانول.
- يمكن تفكيكه بواسطة الإيثانول.
- ينتج أكسيد المنغنيز المتفجر بتفاعله مع حمض الكبريت المركز.
- ينتج الكلور بتفاعله مع حمض كلور الماء المركز.

استخدامات برمنغنات البوتاسيوم

توجد استخدامات كثيرة لبرمنغنات البوتاسيوم منها:

- ضبط المذاقات والروائح.
- إزالة الألوان.
- التحكم بالنمو الحيوي للنباتات ومعالجتها.
- كعامل أكسدة قوي لإزالة الحديد والمنغنيز أثناء تفاعلات الأكسدة.
- يستخدم معقم.
- ككاشف أكسدة تحليلي في معايرات الأخسدة redox titrations.

اكتشاف برمنغنات البوتاسيوم

كان الكيميائي الألماني ي. ر. غلاوبر J. R. Glauber أول من اكتشف برمنغنات البوتاسيوم سنة 1695 فقد مزج البيرولوسيت pyrolusite المعدني مع كربونات البوتاسيوم، فأنتج محلولاً أخضر عرف بمنغنات البوتاسيوم الذي تحول ببطء إلى محلول بنفسجي اللون؛ هو برمنغنات البوتاسيوم.

ي. ر. غلاوبر

هل تعلم؟

تترك برمنغنات البوتاسيوم بقعاً بنية اللون على المواد العضوية كالجلد والورق والملابس نتيجة للأكسدة.



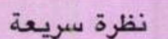
الكلوريد متعدد الفينيل



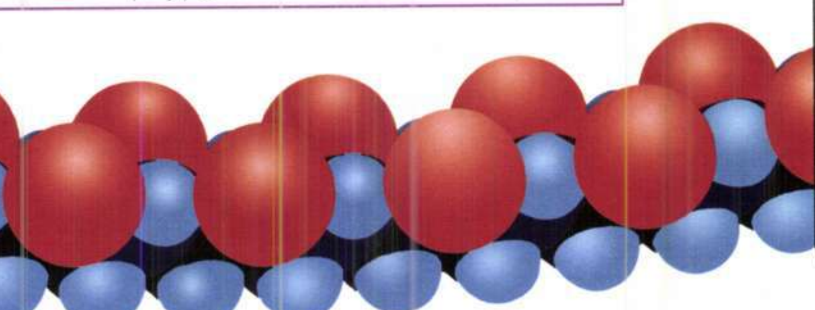
الكلوريد المتعدد الفينيل **polyvinyl chloride** مركب عضوي تركيبي، وهو مركب صناعي مهم يعرف اختصاراً باسمه المختصر **PVC**. يعالج الكلوريد متعدد الفينيل بالملدِّنات **plasticizers** والموازنات (أو المقِرّات) **stabilizers** وخضاب الأصبغة **pigments** لجعلها أكثر مرونةً، بحيث يمكن استخدامها لصنع مختلف المنتجات.

الصيغة الكيميائية لـ :PVC

$$\left[\begin{array}{cc} H & Cl \\ | & | \\ -C & -\,C- \\ | & | \\ H & H \end{array}\right]_n$$



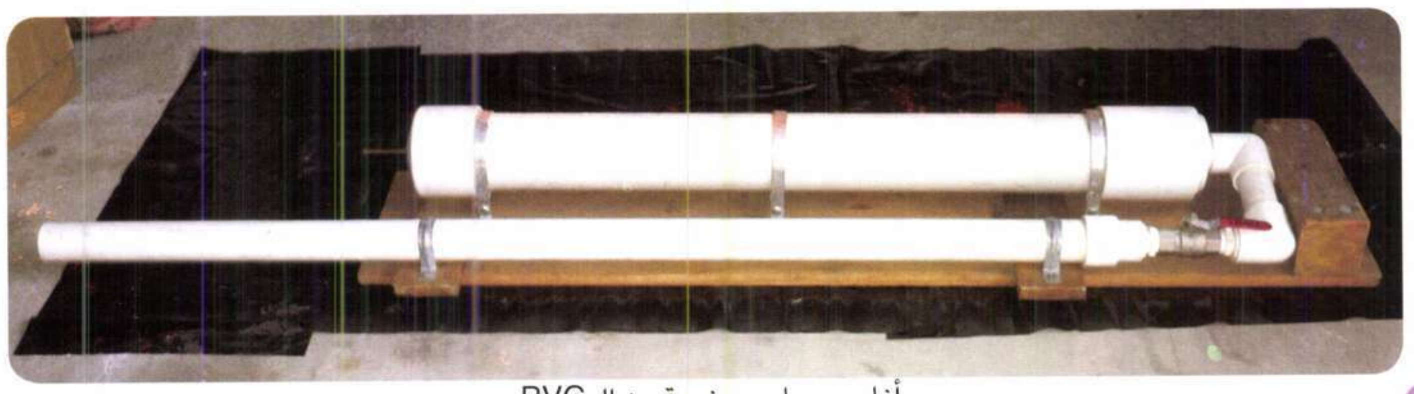
نظرة سريعة		
الرمز	:	$[H_2=CHCl]n$
نقطة الذوبان	:	100-260 درجة مئوية
الكثافة	:	1.4 غرام/سم^3



الاستخدامات

توجد استخدامات كثيرة للكلوريد المتعدد الفينيل، منها:

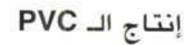
- يستخدم الـ PVC الملدَّن في صنع المعاطف المطرية، وستائر الحمّام، وعلب الأفلام.
- يستخدم الـ PVC غير الملدن في صنع خراطيم الماء ووصلات السمكرة، وأسطوانات الحاكي.
- كما يستخدم في صنع الأنابيب، واللوحات المعمارية الهندسية structural panels، وعوازل الأسلاك الكهربائية.
- وفي صناعة البناء بشكل عام.

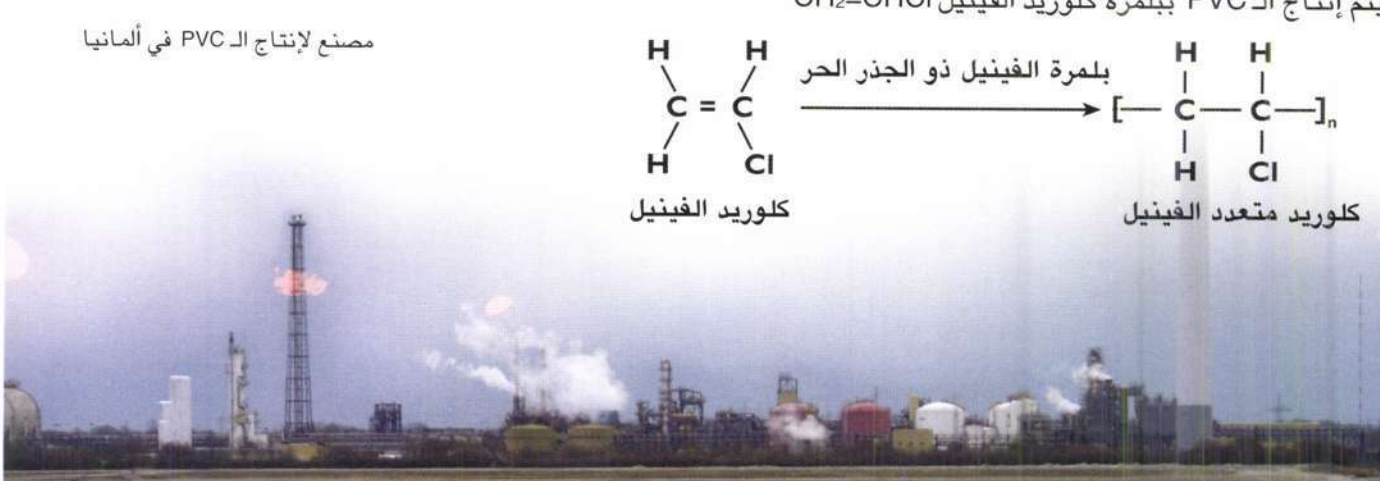


أنابيب مياه مصنوعة من الـ PVC.

إنتاج الـ PVC

يتم إنتاج الـ PVC ببلمرة كلوريد الفينيل $CH_2=CHCl$





$$H_2C=CHCl \xrightarrow{\text{بلمرة الفينيل ذو الجذر الحر}} [-CH_2-CHCl-]_n$$

مصنع لإنتاج الـ PVC في ألمانيا

هل تعلم؟

توصَّل والدو سيمون Waldo Semon وشركة ب. ف. غودريتش B.F. Goodrich إلى تلدين الـ PVC سنة 1926 لإنتاج مادة مرنة.

اكتشاف الـ PVC

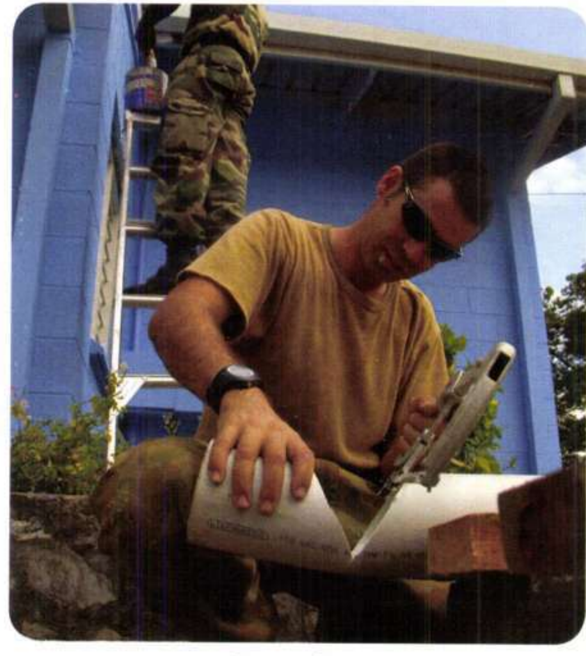
اكتشفه كل من هنري فيكتور رينيو Henri Victor Regnault سنة 1835 ويوجين باومان Eugene Baumann سنة 1872 بالصدفة، وذلك حين ترسبت مادة صلبة بيضاء اللون في قوارير كلوريد الفينيل المعرضة لأشعة الشمس.

الخواص

- الـ PVC مادة متينة وصلبة.
- ويتميز مركبها بلونه الأبيض.
- يمكن التحكم بقساوتها باستخدام الملدِّنات.



الـPVC مركب أبيض اللون.

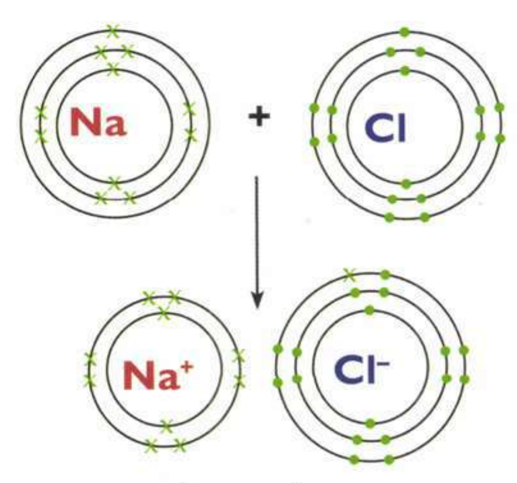


شخص يقطع أنبوباً مصنوعاً من الـ PVC .

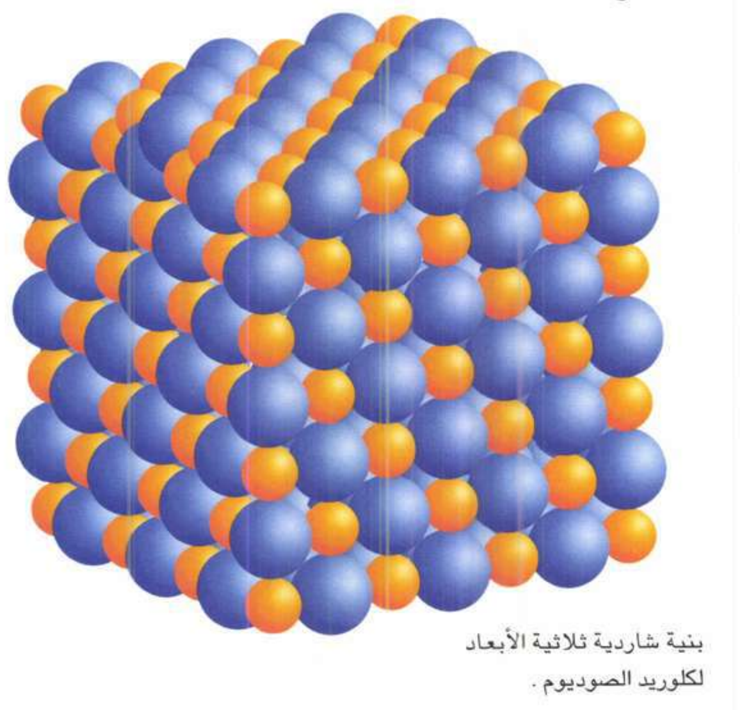
كلوريد الصوديوم

كلوريد الصوديوم sodium chloride هو مركب شاردي يعرف أيضاً باسمه الشائع ملح الطعام. وهو مصد الملوحة في المحيطات والبحار، وفي السوائل المطروحة خارج خلايا extracellular المتعضيات المتعدد الخلايا multicellular organisms.





الرابطة الشاردية



بنية شاردية ثلاثية الأبعاد لكلوريد الصوديوم .

■ Na+
▲ Cl-

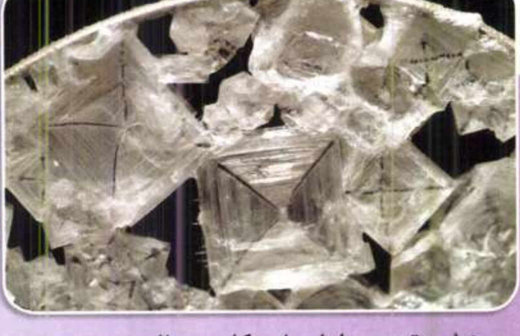
نظرة سريعة		
الرمز	:	NaCl
نقطة الذوبان	:	801 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	1413 درجة مئوية
الكثافة	:	2.17 كغ/سم^3

خواص كلوريد الصوديوم

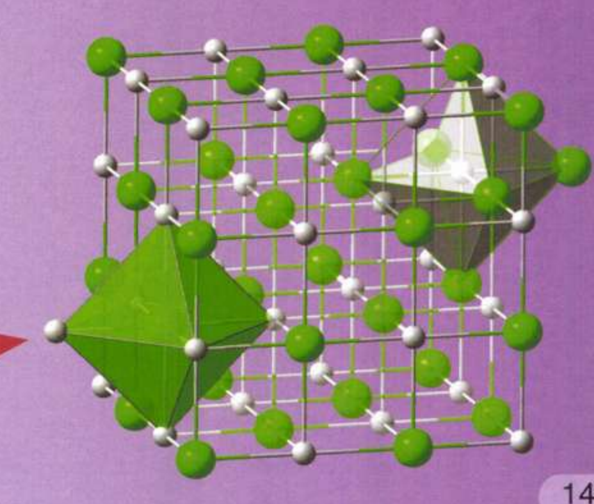
- الشكل النقي لكلوريد الصوديوم عديم اللون.
- يمكن أن يشوب كلوريد الصوديوم لوناً أصفراً أو بنياً أو أزرقاً في شكله غير النقي.
- قابل للانحلال في الماء.
- قليل الانحلال في الإيثانول.



ملح الطعام NaCl



منظر تقريبي لبلورات كلوريد الصوديوم




كومة من ملح الطعام.

استخراج كلوريد الصوديوم

- في البداية يتم الحصول على كلوريد الصوديوم الخام من مياه البحار المالحة.
- ثم يحلل الملح الخام في كميات ضئيلة من الماء، ويرشح لإزالة الترسبات غير القابلة للانحلال.
- يكون المحلول الناتج مشبعاً بغاز كلوريد الهدروجين (حمض كلور الماء)، وينتج بلورات كلوريد الصوديوم النقية.
- تتشكل الرابطة الشاردية **ionic bond** بين الصوديوم والكلور حين ينتقل إلكترون من ذرة الصوديوم إلى ذرة الكلور.

$$Na \xrightarrow{-1e} Na^{+}$$

$$Cl + 1e \longrightarrow Cl^{-}$$

$$Na^{+} + Cl^{-} \longrightarrow [Na^{+} - Cl^{-}]$$

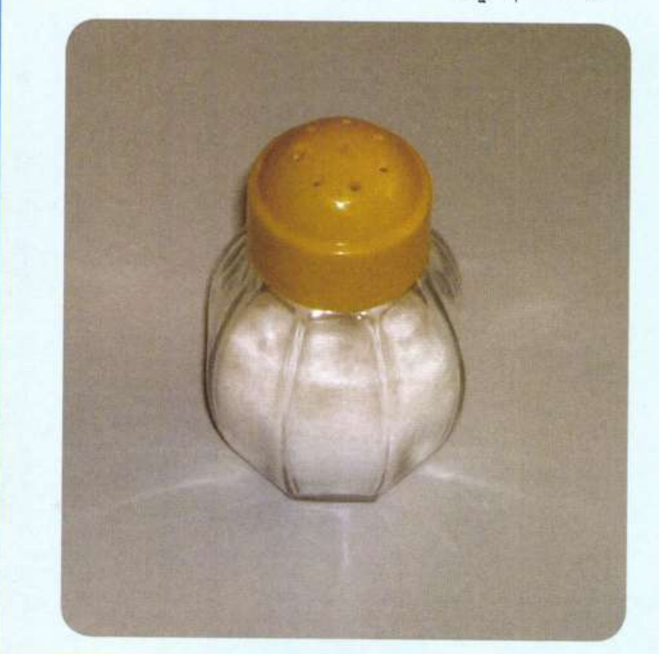


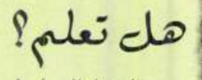


استخدامات كلوريد الصوديوم

تشمل استخدامات كلوريد الصوديوم العديدة ما يلي:

- يعد مكوناً رئيساً في الطعام.
- هو نقطة البدء لسلسلة من المنتجات الصناعية المعتمدة على الصوديوم.
- يستخدم مادة حافظة.
- يستخدم في إعطاء النكهة للأطعمة.





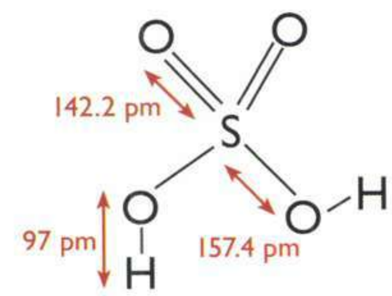
هل تعلم؟

يعد الخط الساحلي في ولاية غوجارات Gujarat الهندية من أهم مناطق إنتاج الملح بطريقة التبخير الشمسي.

حمض الكبريت

حمض الكبريت sulfuric acid من الحموض القوية، ويستخدم بكثرة في الصناعة. ويتألف جزيء حمض الكبريت من ذرتي هدروجين وذرة كبريت وأربعة ذرات أكسجين. ويعد حمض الكبريت المتوفر تجارياً ممدداً بنسبة 96-98٪ من المحلول في الماء.

الصيغة الكيميائية



نظرة سريعة		
الرمز	:	H_2SO_4
نقطة الذوبان	:	10.3 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	338 درجة مئوية
الكثافة	:	1.94 كغ/سم^3



خواص حمض الكبريت

- حمض الكبريت سائل زيتي أكّال corrosive، ولزج، وعديم اللون.
- وهو قابل للانحلال في الماء بمختلف تركيزاته.
- وهو عامل قوي لإضافة البروتونات protonating إلى مواد أخرى أو تجفيفها.
- يعد عامل أكسدة قوي.
- يمكن كهرلة حمض الكبريت في محلول مائي كما يلي:

$$H_2SO_4 \Rightarrow 2H^{(+)} + SO_4^{2-}$$

- يؤدي تسخين حمض الكبريت المركز مع كلوريد الصوديوم إلى إنتاج حمض كلور الماء.

$$NaCl + H_2SO_4 \Rightarrow NaHSO_4 + HCl$$



استخدامات حمض الكبريت

تشمل الاستخدامات المتعددة لحمض الكبريت ما يلي:

- لإزالة جزيء الماء من الكثير من المركبات العضوية.
- ويعد مادة كيميائية ذات أهمية كبيرة صناعياً.
- يستخدم في إنتاج الأسمدة الفوسفاتية.
- وفي إزالة التأكسدات والصدأ والتقشر.

إنتاج حمض الكبريت

- في طريقة التلامس contact process يحرق الكبريت بتحميص فلزات الكبريت والأكسجين لإنتاج ثنائي أكسيد الكبريت.
- ثم يحرق ثنائي أكسيد الكبريت في الهواء مع وجود محفِّز لإنتاج ثالث أكسيد الكبريت sulfur trioxide.
- ثم يحل ثالث أكسيد الكبريت في حمض الكبريت لإنتاج ما يعرف بالزيت الإثيري oleum.
- وعندما يمدد الزيت الإثيري بالماء يعطي حمض الكبريت المركز.

$$S(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g)$$

ثنائي أكسيد الكبريت

$$SO_2 + \frac{1}{2}O_2(g) \rightarrow SO_3(g)$$

ثالث أكسيد الكبريت

$$SO_3(g) + H_2SO_4(l) \rightarrow H_2SO_7(l)$$

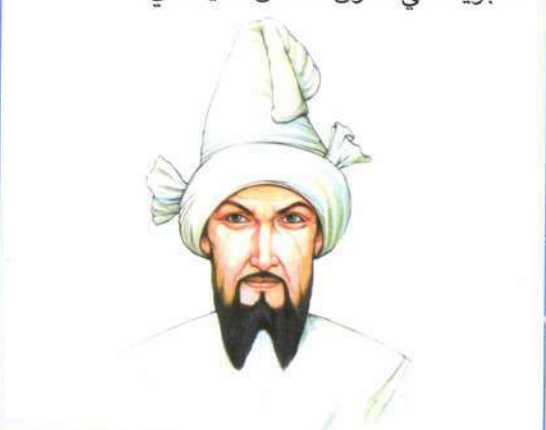
زيت إثيري

$$H_2SO_7(l) + H_2O(l) \rightarrow 2H_2SO_4(l)$$

زيت إثيري   حمض الكبريت

اكتشاف حمض الكبريت

اكتشف العالم العربي جابر بن حيان حمض الكبريت في القرن الثامن الميلادي.



هل تعلم؟

كان حمض الكبريت النقي يعرف قديماً باسم زيت الزاج oil of vitriol بسبب شكله الزيتي الصافي واللزج.

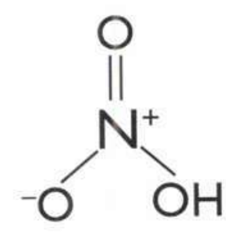
حمض الآزوت

حمض الآزوت (أو النتريك) **nitric acid** مادة صناعية مهمة، وهو كاشف مخبري شائع. ويوجد حمض الآزوت بكميات قليلة في الغلاف الجوي بحالته الحرة. كما يوجد في مركبات نترات البوتاسيوم **(Bengal salt petre) (Potassium nitrate)** النطرون أو ملح البارود **nitre** ونترات الصوديوم **Chile salt petre** **.(sodium nitrate)**

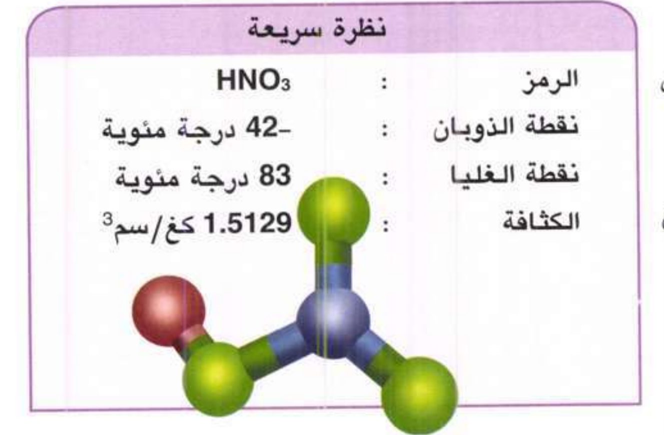


يستخدم حمض الآزوت في صناعة الأفلام الفوتوغرافية.

الصيغة الكيميائية



نظرة سريعة		
الرمز	:	HNO_3
نقطة الذوبان	:	-42 درجة مئوية
نقطة الغليا	:	83 درجة مئوية
الكثافة	:	1.5129 كغ/سم^3



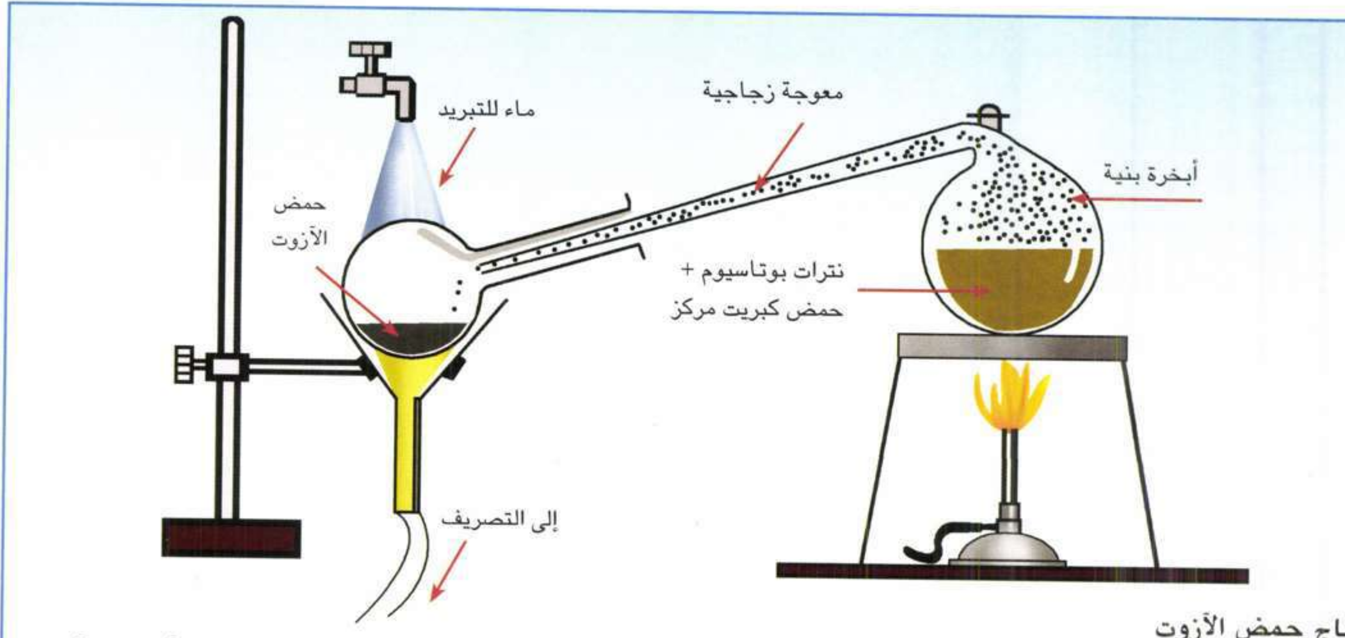
خواص حمض الآزوت

- حمض الآزوت سائل عديم اللون.
- وهو شديد الحت للمواد الأخرى.
- ويعد حمضاً قوياً.
- كما أنه عامل أكسدة قوي.
- يشكل محلولاً من نترات النحاس cupric nitrate، والنحاس حين يمزج حمض الآزوت الممدد مع أكسيد النحاس.

$$Cu_2O + 2HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + Cu + H_2O$$

- ويشكل أكسيد الآزوت حين يعالج حمض الآزوت الممدد مع النحاس أو الزئبق.

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$



إنتاج حمض الآزوت

ينتج حمض الآزوت من الأكسدة التحفيزية catalyctic oxidation للنشادر حين يؤكسد غاز النشادر إلى أكسيد الآزوت وثنائي أكسيد الآزوت بواسطة الأكسجين وفي وجود شبكة تحفيزية من البلاتين platinum gauze catalyst. يمتص الماء ثاني أكسيد الآزوت مشكلاً حمض الآزوت.

استخدامات حمض الآزوت

تضم استخدامات حمض الآزوت العديدة ما يلي:

- يعد كاشفاً مخبرياً شائعاً.
- يستخدم في صناعة الأسمدة كنترات النشادر ammonium nitrate، ونترات الكالسيوم القلوية basic calcium nitrate، وفي صناعة المتفجرات.
- تنقية نترات الفضة silver nitrate التي تستخدم في صناعة الأفلام الفوتوغرافية والأدوية.



اكتشاف حمض الآزوت

اكتشف يوهان رودولف غلاوبر Johann Rudolf Glauber حمض الآزوت سنة 1648. وقام غلاوبر بعزل حمض الآزوت عندما سخن نترات البوتاسيوم (النطرون) مع حمض الكبريت المركز، ثم كثّف البخار الناتج.


ي. ر. غلاوبر

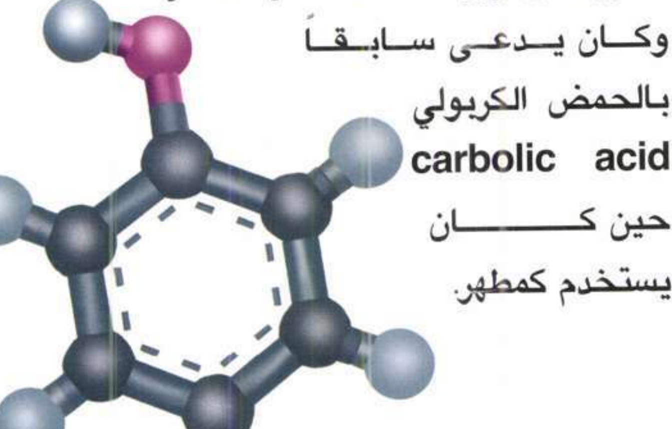
هل تعلم؟

يعد حمض الآزوت حمضاً ساماً، ويمكن أن يؤدي إلى حروق شديدة.

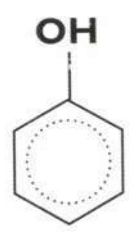
الفينول

الفينول **phenol** مركب عضوي يتألف من حلقة بنزين ومجموعة هدروكسيل، حيث تلتحم مجموعة الهدروكسيل بحلقة البنزين بدلاً من ذرة هدروجين. والاسم العلمي للفينول هو هدروكسيبنزين **hydroxybenzene**، وكان يدعى سابقاً بالحمض الكربولي **carbolic acid** حين كان يستخدم كمطهر.





الصيغة الكيميائية

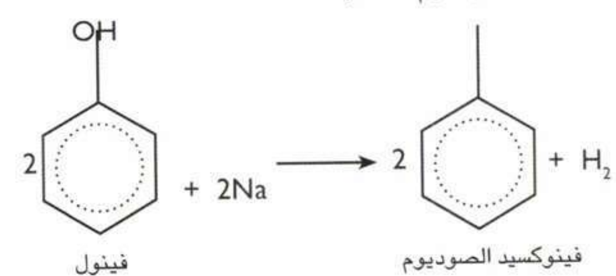


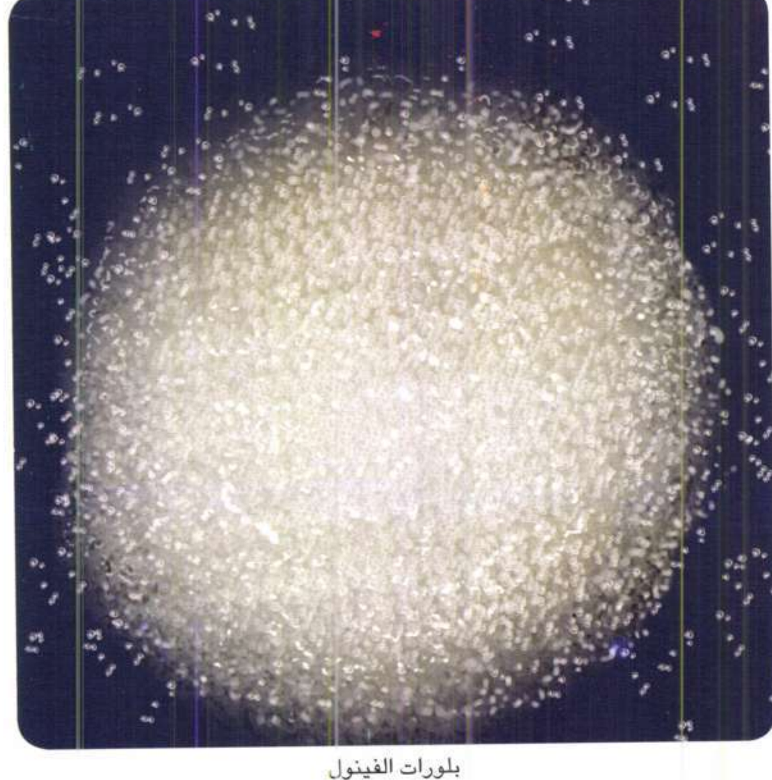
نظرة سريعة		
الرمز	:	C_6H_5OH
نقطة الذوبان	:	40.5 درجة مئوية
نقطة الغليان	:	181.7 درجة مئوية
الكثافة	:	1.07 كغ/سم^3



خواص الفينول

- يمكن للفينول أن يكون سائلاً عديم اللون أو مادة صلبة بيضاء في درجة حرارة الغرفة.
- ويتميز برائحته القوية الشبيهة برائحة التوابل.
- وهو ذو خاصية حمضية بسيطة.
- وهو أكثر ذوباناً في الماء من المواد الكحولية.
- كما يشكل روابط هدروجينية أقوى من المواد الكحولية.
- وهو مادة سامة جداً وحارقة.
- ويشكل أملاح قلوية معدنية تدعى الفينوكسيدات phenoxides عندما يتحد مع الأسس القوية.
- ينتج عن تكثف الفينول الماء كمنتج ثانوي والفورمالديهايد formaledhyde.
- يتشكل فينوكسيد الصوديوم حين يتفاعل الفينول مع ماءات الصوديوم المميهة.





بلورات الفينول

إنتاج الفينول

ينتج الفينول من تقطير قطران الفحم الحجري coal tar أو النفط الخام. ومن طرائق إنتاجه الأخرى الزيوت العطرية: هدرلة الكلوروبنزين hydrolysis of chlorobenzene، أكسدة آيزوبروبيل البنزين oxidation of isopropylbenzene.



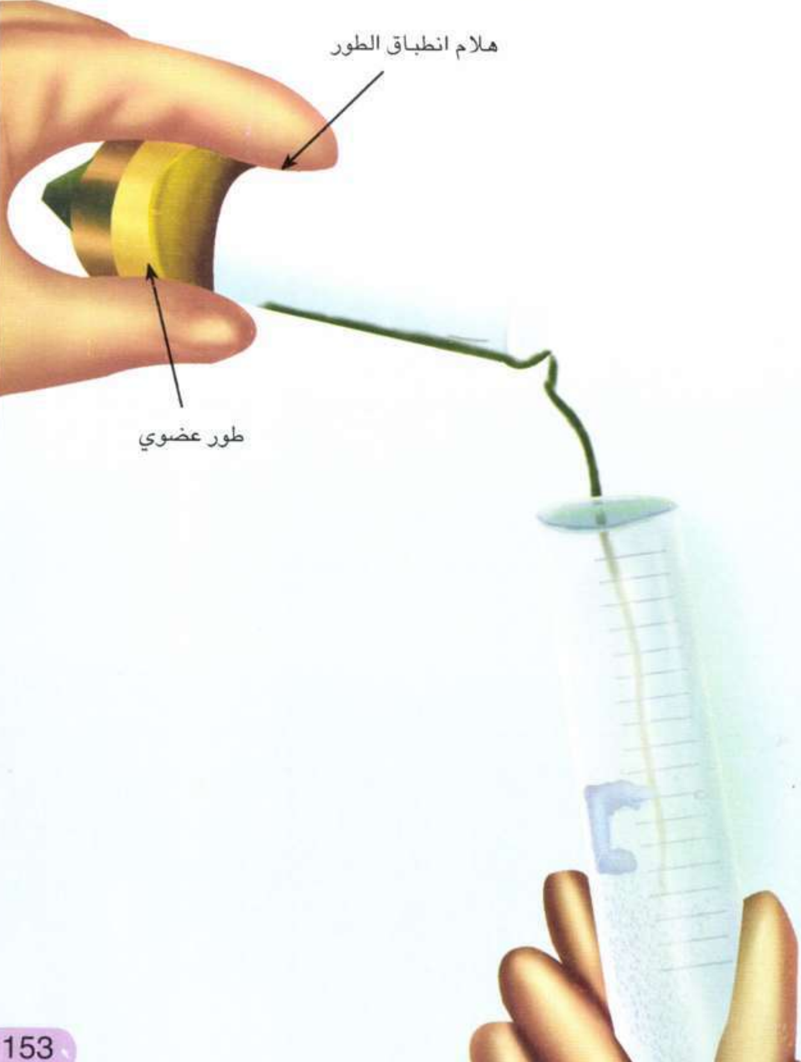
هل تعلم؟

يعد الفينول وأبخرته مخرشين للعينين والجلد والجهاز التنفسي.

استخدامات الفينول

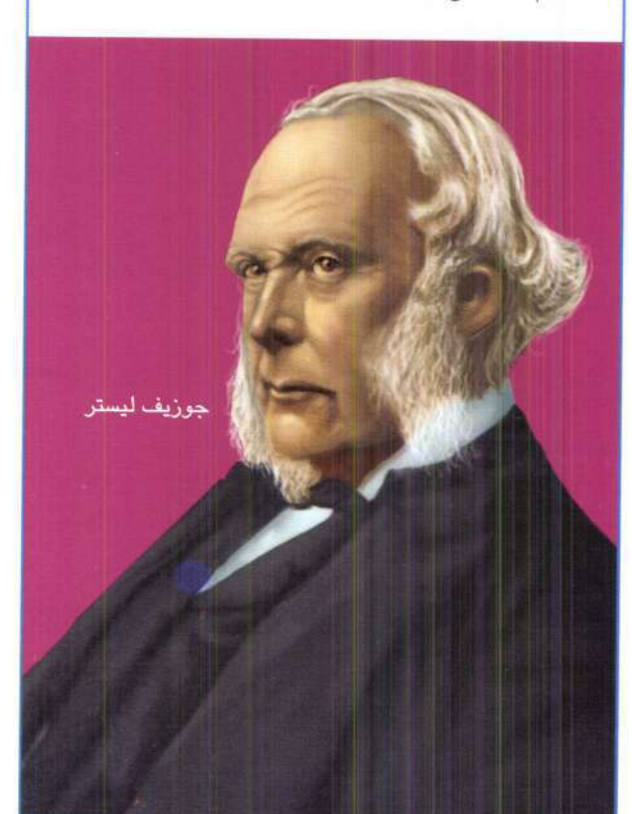
للفينول استخدامات كثيرة منها:

- يستخدم معقم صناعي.
- يدخل في تركيب المنظفات، وإنتاج نازعات الأكسجين (ألكيلات الفينول) alkylphenols.
- يستخدم في إنتاج العقاقير الطبية.
- وفي صنع مستحضرات البشرة كالزيت الواقي من أشعة الشمس الضارة.



اكتشاف الفينول:

كان الجراح البريطاني جوزيف ليستر Joseph Lester أول من استخدم الفينول مطهراً سنة 1867 لتعقيم الجروح والضمادات والأدوات الجراحية.



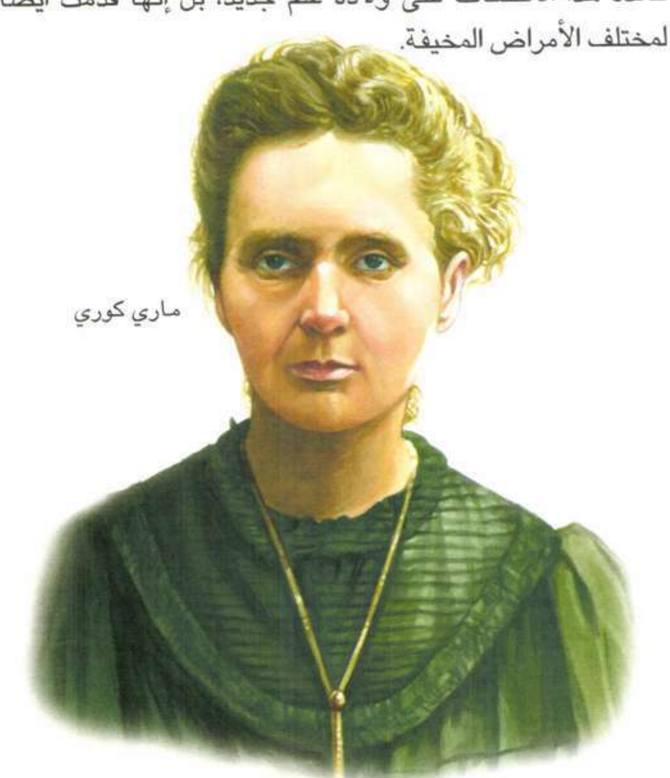
كيميائيون مشاهير

الكيميائي **chemist** هو شخص يدرس علم الكيمياء ويتدرب على معالجة مختلف المواد الكيميائية وتفاعلاتها. ويدرس الكيميائي خواص ومميزات وتركيب مختلف المركبات الكيميائية بالتفصيل. وقد ظهر في التاريخ الكثير من الكيميائيين الذين عرَّفونا بمختلف المواد والظواهر والمفاهيم الموجودة في عالم الكيمياء. وكان المصريون الأوائل أول من برع في الكيمياء عندما تعلموا تحنيط موتاهم.

وفيما يلي بعض من أشهر الأسماء اللامعة في عالم الكيمياء.

ماري كوري:

كانت ماري كوري Marie Curie عالمة كيمياء بولندية، ولدت سنة 1867 في مدينة وارسو التي كانت آنئذٍ تحت سيطرة الإمبراطورية الروسية. وكانت ماري كوري أول من ابتدع عبارة "النشاط الإشعاعي" radioactivity. وقد اكتشفت مع زوجها بيير كوري Pierre Curie عنصر الراديوم. ولم تقتصر فائدة هذا الاكتشاف على ولادة علم جديد، بل إنها قدمت أيضاً علاجاً لمختلف الأمراض المخيفة.



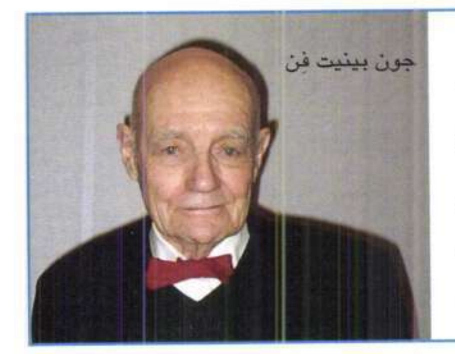
ماري كوري



نيلس بور

نيلس بور

ولد الكيميائي والفيزيائي الشهير نيلس بور Niels Bohr سنة 1885 في مدينة كوبنهاغن بمملكة الدانمرك. واخترع بور أول نموذج فعلي ونظرية لبنية الذرة عندما كان في الثامنة والعشرين من عمره. وقد نال بور جائزة نوبل في الفيزياء سنة 1922 ثناءً على دراسته لبنية الذرات. وعمل بور في حقل تطوير الاستخدام السلمي للطاقة النووية.



جون بينيت فِن

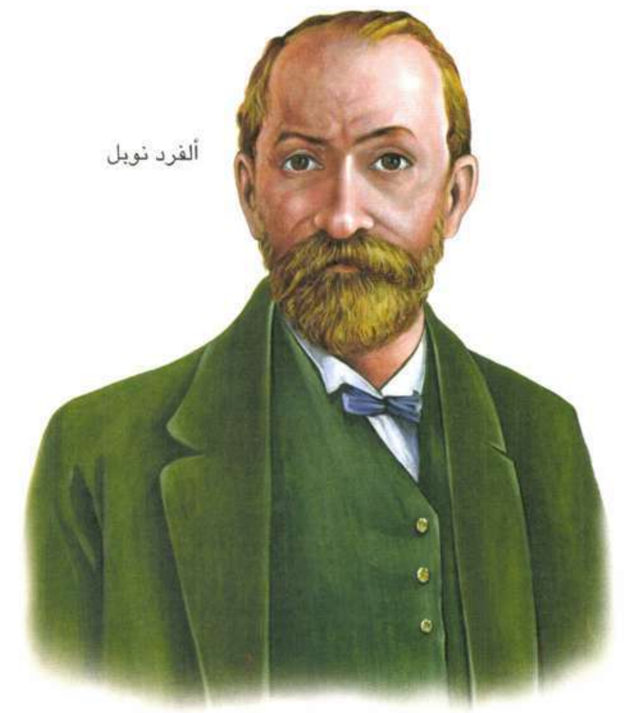
جون بينيت فِن

ولد الكيميائي الأميركي جون بينيت فِن John Bennet Fenn في 15 حزيران 1917 في مدينة نيويورك. وقد نال جائزة نوبل في الكيمياء سنة 2002 لمساهمته الكبيرة في تكنولوجيا تأين الترذيذ الكهربائي electrospray ionization التي تستخدم في تحديد وتحليل الجزيئات البيولوجية الكربوية biological macromolecules.

روبرت بويل

كان روبرت بويل Robert Boyle عالم فيزياء طبيعية وكيميائي ومخترع، ولد في مدينة لِسمور الإيرلندية. وقد اشتهر بطرحه قانون بويل Boyle's Law الذي يحدد العلاقة بين الضغط وحجم الغاز. كما عرف بويل بأنه الذي فصل بين الكيمياء والخيمياء القديمة alchemy، واضعاً أسس علم الكيمياء الحديث. ويعد بويل من آباء العلوم التجريبية.


روبرت بويل

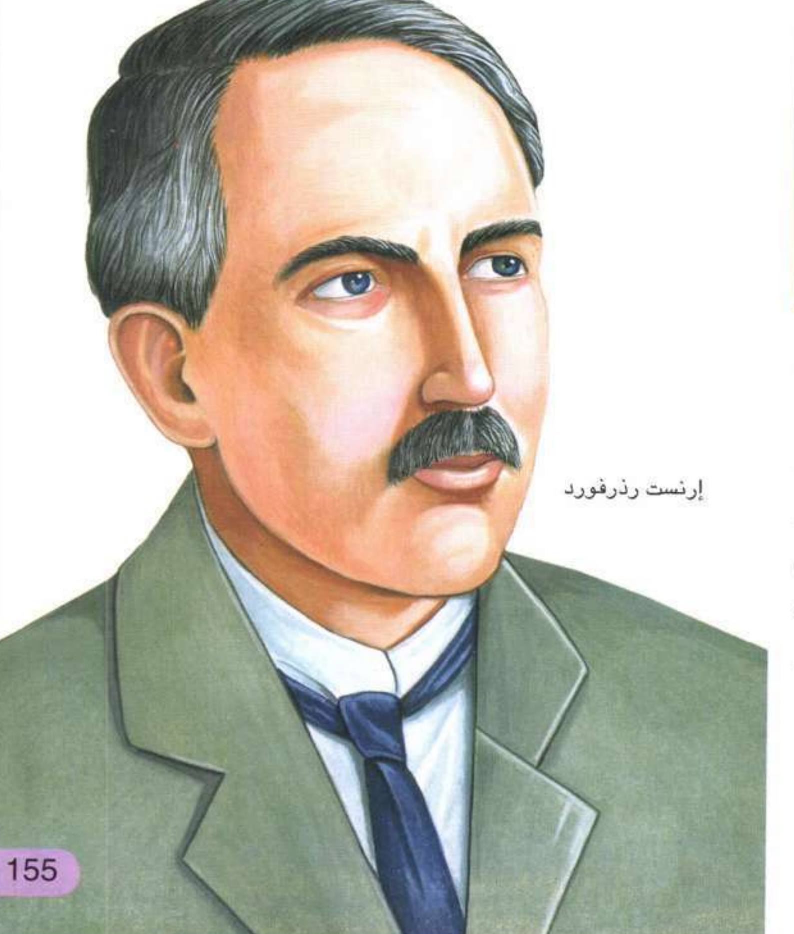

ألفرد نوبل

ألفرد نوبل

ولد ألفرد نوبل Alfred Nobel سنة 1833 في استكهولم بالسويد، وأصبح كيميائياً متدرباً في سن السادسة عشرة. صنع نوبل النتروغليسيرين nitroglycerine، واخترع مادة الديناميت dynamite المتفجرة، وأجرى عليها التحسينات. كما اكتشف نوبل أنواعاً أخرى من المتفجرات تستخدم في حفر المناجم، وتشييد الطرق، ومد السكك الحديدية. وتمنح جائزة نوبل في كل عام للمتفوقين في حقول الفيزياء والكيمياء والاقتصاد والطب والآداب والسلام.

إرنست رذرفورد

ولد إرنست رذرفورد Ernest Rutherford سنة 1871 في مدينة نلسون النيوزيلندية. وتخصص رذرفورد في النشاط الإشعاعي، ومنح جائزة نوبل في الكيمياء سنة 1908 مكافأة على عمله في النشاط الإشعاعي. واكتشف رذرفورد جسيمات ألفا Alpha prticles التي يمكن تنحيتها بواسطة صفيحة معدنية رقيقة مما يساعد على وضع بنية للذرة. كما اكتشف وجود البروتون، وتنبأ بوجود الإلكترون.


إرنست رذرفورد

تعريفات مهمة

أثر الدفيئة greenhouse effect: ارتفاع درجة الحرارة في الغلاف الجوي نتيجة للتلوث بالغازات الضارة للبيئة، ويخشى أن آثار هذه الظاهرة قد أصبحت ملموسة في عصرنا هذا مما يسبب تقلباً في المناخ، وذوبان الكتل الجلدية القطبية.

الاختزال reduction: هو العملية التي تخسر المادة بموجبها إلكتروناً أو أكثر عندما تتأكسد، وتدعى عندئذٍ بعامل الاختزال، أما المادة التي كسبت الإلكترون فتدعى بعامل الأكسدة.

البارود gunpowder: خليط متفجر من نترات البوتاسيوم والفحم والكبريت. ويستخدم في صنع الألعاب النارية والمتفجرات كالديناميت الذي يستخدم في حفر المناجم.

البورق borax: هو أحد فلزات البورون وهو مادة صلبة متبلورة بيضاء. وتوجد في الترب القلوية والترسبات الملحية. وتستخدم كعامل تنظيف، ومرقق للماء، ومادة حافظة.

البوكسيت bauxite: صخر يحوي على ماءات الألومنيوم وهي أهم مصادر الألومنيوم.

التآكل corrosion: هو عملية تأكسد المعدن مما يتسبب في تلفه.

التألق (أو الوَبَص) luminescence: إشعاع ضوئي بارد كما في تألق الفوسفور أو الفلور أو التألق البيولوجي.

التخمر fermentation: هو عملية التحول إلى طاقة نتيجة لتأكسد أو تحلل المواد العضوية، كتفكيك المتعضيات الدقيقة للكربوهدرات المشكلة للمادة. ويمكن الحصول على الكثير من المنتجات الصيدلانية عن طريق التخمر.

تركيز المحلول concentration of a solution: هو قوة المحلول التي يحددها عدد الجزيئات الموجودة فيه.

التصفيح الكهربائي electroplating: هو عملية تغطية المعدن بمعدن آخر لمنع تآكله أو صدئه.

التقطير الجزئي fractional distillation: هو عملية تقطير لمادة مكونة من مزيج من السوائل نفصل بموجبها مكونات هذه المادة بعمليات تقطير متتابعة، وضمن درجات حرارة مختلفة، بحسب نقاط غليان كل من المكونات، ثم تكثيف وجمع المكونات بعد تبخرها.

التكليس calcination: عملية كيميائية وصناعية يتم بموجبها تسخين المادة بدون إذابتها، وذلك لطرد مكوناتها الطيارة. ويمكّننا التكليس من إنتاج الجير والحجر الجيري والإسمنت والجبس، وهو أيضاً الخطوة الأولى لاستخراج المعادن من فلزاتها.

التلطخ tarnishing: هو عملية تشكل طبقة رفيعة (كالصدأ أو الأكسدة) على سطح المعادن المتوسطة التفاعل نتيجة لتفاعل كيميائي يجري على سطحها الخارجي مما يفقدها بريقها.

التوهج incandescence: انبعاث الضوء من مادة نتيجة لتسخينها أو لارتفاع درجة حرارتها.

رسوبي sedimentary: أحد أنواع الصخور التي تشكلت نتيجة لحت وترسب جزيئات صغيرة من التربة بفعل جريان الماء أو الريح أو الجليد ثم تعرضها إلى ضغط شديد.

الزنجفر cinnabar: فلز بني اللون ضارب إلى الحمرة يتألف من كبريتيد الزئبق، وهو من أهم مصادر الزئبق.

الصخر النابط extrusive rock: من الصخور النارية التي تشكلت من المقذوفات والحمم البركانية المصهورة.

الطفوية (أو التعويمية) buoyancy: أحد خواص المادة التي تجعلها تطفو على سطح سائل.

العدد الذري atomic number: هو عدد البروتونات الموجودة في نواة عنصر ما أو أحد نظرائه، وهو الذي يحدد مكان وجود العنصر على الجدول الدوري للعناصر.

العزل insulation: تغطية المادة للتقليل من آثار الحرارة أو الكهرباء أو الصوت عليها.

العلاج الإشعاعي radiotherapy: عملية طبية لعلاج بعض الأمراض (كالسرطان) بتعريض المنطقة المصابة لإشعاعات مثل الأشعة السينية أو أشعة بيتا أو غاما والتي تكون صادرة من مصدر خارجي أو من مواد مشعة موضوعة داخل الجسم.

الغازات النبيلة noble gases: هي غازات خاملة ونادرة تنتمي إلى المجموعة 18 من مجموعات الجدول الدوري للعناصر، وتضم غازات الهليوم والنيون والأرغون والكريبتون والزينون والرادون.

الغالينا galena: فلز بلوري متألق رمادي اللون ضارب إلى الزرقة، يتألف من كبريتيد الرصاص، ويعد المصدر الرئيس للرصاص.

الغالون gallon: وحدة قياس للسوائل تعادل أربعة ليترات تقريباً.

التغليف (غلفنة) galvanization: عملية طلي أو تغطية الحديد أو الفولاذ بالتوتياء منعاً للتآكل.

الفولاذ اللا صدوء stainless steel: فولاذ مقاوم للتآكل يحوي على الكروم بنسبة 12٪ على الأقل. ويستخدم في صنع الأدوات القاطعة والحوامل الكروية وشفرات العنفات.

قابل للشد ductile: إحدى خواص المعدن وتعني إمكانية سحبه لتشكيل أسياخ أو صفائح منه.

قابل للطرق malleable: إحدى خواص المعدن. وتعني إمكانية إعادة تشكيله أو حنيه بعد جعله مرناً بالطَّرق عليه.

قصِف brittle: إحدى خواص المعدن، وتعني أنه قابل للانكسار أو التجزؤ بسبب عدم مرونته.

الكاشف reagent: مادة كيميائية تدخل في تفاعل كيميائي فتكشف عن مادة أخرى أو تقيسها أو تعدها.

الكهرلة electrolysis: فصل أو تفكيك مكونات مركب ما بإمرار الكهرباء فيه.

اللحام بالأكسي أسيتيلين oxyacetylene soldering: عملية لحام يتم فيها التوصل إلى درجة حرارة عالية بإحراق الأسيتيلين بالأكسجين.

الماء الملكي aqua regia: مزيج من حمض الآزوت وحمض كلور الماء، وهو مزيج أكّال بطبيعته وذو أبخرة كثيفة، ويستخدم في إذابة المعادن كالذهب وسواه.

المادة matter: هي أي شيء له كتلة، ويشغل حيزاً، ويمكن أن يتحول إلى طاقة.

المادة الحافظة preservative: هي مادة تمنع المواد الأخرى من التلف كما في المواد الحافظة للطعام.

المحفِّز catalyst: مادة كيميائية تساعد على تسريع التفاعل بين مواد كيميائية أخرى من دون أن يحدث أي تغيير في المادة المحفِّزة.

المتآصل allotrope: هو مادة مشكلة من مادة أصلية، فمثلاً يعد الماس والغرافيت من متآصلي الكربون.

المِرَذ (أو المرذاذ أو البخاخ) aerosol: عبوة تحوي على نقاط من مادة معلقة ضمن غاز مضغوط يعمل كقوة دافعة عند إطلاق نقاط السائل على شكل رذاذ.

مُشبَع saturated: صفة تطلق على محلول ما عندما يكون في أقوى تركيزاته ضمن درجة حرارة معينة.

المَلغَم amalgam: مادة تستخدم لملء الفجوات السنية، وتتألف من عجينة من مسحوق الزئبق والفضة والقصدير التي سرعان ما تصبح صلبة.

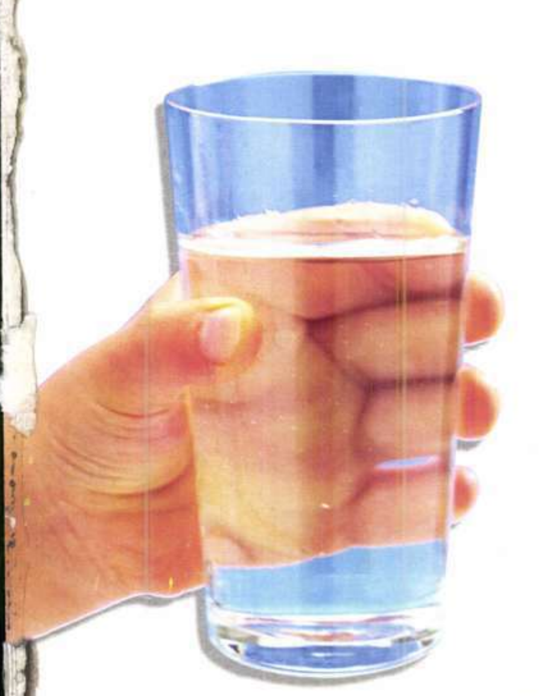


الفهرس

إبسوميت 62
إثمد 9، 41
إريثريتان 72
احتراق 4، 24–25، 31، 79، 131
احتراق كامل 25
اختزال أكسدة 31
أشباه معادن 9
أشعة فوق الحمراء 87
أراغونيت 64
أرجنتيت 80
أرغون 7، 27، 121
إزالة الفضة 81
إزالة الكربوكسيلات 139
أستات فينيل الإثيلين 50
أستاتين 9
أسس 5، 44–45
أسمدة 37، 43، 109، 111، 139، 149، 151
أكتيني 8
أكريلونتريل 50، 55
أكسجين 7، 22، 24، 27، 37، 106–107، 131
أكسدة 24، 31، 73، 143، 149، 151، 153
أكسيد القصدير 92
أكسيد الكوبالت 73
أينشتاينيوم 7
أمطار حمضية 27
أندرياس مارغراف 79
أنزيمات 3، 46–47
انفجار 25، 139
أنكلسيت 94
أوزون 22
إيثان 125
بارون أكسل كرونستد 75
باريوم 8–9
بتشبلند 67، 122
برمنغنات البوتاسيوم 69، 135–136، 142–143
بروم 7، 116–117
بريليوم 8–9
بلمرات حيوية 51
بلوتونيوم 7
بلورات كوندي 142
بلوري 19، 97
بنتان 125
بوتان 125
بورات الكالسيوم 96
بورق 45، 97
بورون 96–97
بوكسيت 39
تآكل 30، 40–41، 79، 84
تبخر 13، 29
تبلور 147
تخمر 30، 47، 101، 130، 137
تشكل إلكتروني 34–35
تصفيح كهربائي 72، 74، 81
تعويم الزبد 39
تفاعل تسلسلي 31
تفكك 31، 67، 127، 139
تقطير 27، 38–39، 79، 89، 105، 111، 121، 153
تكثف 12–13، 29، 152
تكليس 38–39
تميه (تميع) 105، 121
تنغستات الكالسيوم 96
تنغستات المنغنيز الحديدية 82
ثالث أكسيد البورون 97
ثالث كلوريد الكربون 139
ثنائي أكسيد النتروجين 22
ثنائي فلوريد المنغنيز 68
ثنائي كلوريد المنغنيز 68
ثلاثي الذرة 11، 107
ثنائي الذرة 11
ثوليوم 7
جبسيت 90
جرمانيوم 9، 33
جزيئات 10–11، 13، 17، 19، 21، 23، 33–35، 47، 49، 50، 52، 124
جورج برانت 73
جون دالتون 11
حالّ 16–17
حديد 4، 7–9، 15، 19، 27، 36، 39، 41، 47، 57، 70–72، 82، 93، 101، 142–143
حمض الآزوت 27، 43، 80، 88، 94، 97، 123، 150–151
حمض كلور الماء 43، 45، 83، 92، 140، 143
حمض الكبريت 43، 148–149
حمض الليمون 43
حمض النخليك 48
خلائط 16–17، 20–21
خَلّي 43، 101
داينات 21

درع 75
دفيئة 27، 131
دهني 124، 136
دهون 45، 47–49، 102، 129
دوتريوم 100
دورالومين 41
دولوميت 62
ذهب 7، 86–87
ذوبان 12–13، 70
رادون 9، 67، 121
راديوم 809، 66–67، 154
رايون 45، 54
رذرفورد 105
رصاص 94–95
رقم الكتلة 11
ركائز 47
رماد أعشاب البحر 119
روبيديوم 8–9
زئبق 7، 31، 37، 46، 88، 89
زنجفر 39
زيتي 48
سبيريليت 84
سترونتيوم 9
سبيكة 15، 40–41، 95
سبيكة روولز 40
سديم السرطان 107
سكانديوم 7
سلبي الشحنة 35–36
سلسلة متجانسة 125
سلفينيت 60
سمالتيت 72
سميثسونيت 78
سيراميك 72
سيروسيت 94
سيزيوم 9
سيليكون 9، 33، 70، 77، 98–99
سيلينيوم 7
شاردي 32، 35، 141، 146–147
شبه ناقل 98
شحنة كهربائية 10
شوائب 39، 71، 147
شيليت 82
صودا كاوية 45
ضغط 12، 23، 27، 46، 101، 103، 111، 133، 135، 140، 155
طريقة باير 91
طريقة هابر 105
عامل تجفيف 65، 140، 148
عامل كلورة 141
عدد ذري 6، 8
عزل 27، 55، 144
عطور 49، 128–129
عفونة 55
علاج إشعاعي 67
عناصر 3، 6–8، 10، 123
عوازل 15، 50
غارنريت 74
غاز 12–13، 22–23، 37
غاز طبيعي 23
غازات نبيلة 9، 33، 120
غالينا 39، 94
غرافيت 102–103
غروانيات 17
غلفنة 79
فحم 61، 79، 93، 95، 102–103، 133
فرانسيوم 8–9
فرانكلينيت 78
فلز بابيت 93
فلز بريتانيا 41
فلورسبار 112
فلوروباتيت 112
فوسفات 33، 108–109، 143
فيرميوم 7
فورمالديهايد 135، 152
قابل للانحلال الحيوي 48–49، 51
قابلية الشد 18
قابلية الطرق 18
قانون أفوكادرو 23
قانون بويل 23
قانون شارل 23
قَصافة 18
قلوي 9، 101
كاستريت 92–93
كاشف أكسدة 143
كالسيوم 8–9، 33، 45، 64–65، 82
كثافة 15، 70، 96، 98، 108، 127، 151
كبريت 9
كبريتيد الهدروجين 122
كربوكسيلي 48، 124
كربونات الكالسيوم 44، 64–65
كربوهدرات 47، 102
كرناليت 60، 62
كرنوليت 122
كريبتون 9، 120–121
كوباليت 72
كيميائي عضوي 46

كوريوم 107
كهرلة 38، 57، 59، 61، 81، 91، 95، 101
ماء ملكي 85
ماءات الصوديوم 45، 91، 115، 139، 152
ماءات المغنيزيوم 44
ماري كوري 7، 67، 154
ماس 102–103
مبيدات أعشاب 45
مبيدات آفات 89، 117
مبيدات حشرات 45، 111
متآصلات 92، 97، 102، 107
متين 55
مجموعة الألكانات 125، 138
محاليل 3، 16
محفز 46، 47، 84، 101، 133، 135، 149، 151
محلول مائي 148
مذيب صناعي 129
مراهم 37
مركبات عطرية 124
مرن 50، 54، 144–145
مرونة 18
مزيل استقطاب 69
مضاد حموضة 45
مطاط 15، 50–51، 129، 139
مطهر 111، 115، 119، 143، 153
مغنزيت 62
ماغنيتيت 70
مغنيزيوم 8–9، 24، 33، 41، 44، 47، 62–63، 96، 98
ملغم 41، 87
ممدد 17، 62، 78، 92، 94، 131، 150
مندلفيوم 7
منظفات 43، 48–49، 97، 111، 153
منغنيت 68
مياه جوفية 28
ميثان 25، 27، 33، 124–125، 127، 138–139
ميثانول 33، 134–135
لا عضوي 32، 43، 109، 115–116، 133، 142
لبني 43
اللحام بالأكسي أستلين 126
لمعة 37، 86، 88
لماع 36، 56، 58، 80، 94
لانثانيد 8
ليثيوم 8–9، 56–57، 61
ليف 54–55
ليف أكريلي 55
ليمونيت 70
لينوليك 48
ناقلية كهربائية 9، 15، 69
نايلون 30، 43، 53
نترات الزئبق 88
نترات النشادر 43، 151
نتروجين 105
نتريل 50
نحاس 7–9، 15، 36، 40–41، 47، 76–77، 80، 84، 86، 127، 150
نشادر 27، 83، 101، 105، 139، 151
النظرية الحركية 23
نظير 73، 119
نظير مشع 119
نفط 45، 48–49، 52، 84، 101، 153
نواقل 15، 36، 91
نيازك 74
نيكل 10–11، 97، 155
نيون 9، 120–121
هالوجينات 4، 9، 56، 58، 60، 68، 70
هاليت 58
هانز كريستيان أورستد 91
هدروجين 7، 11، 13، 22، 35، 59، 100–101، 115، 140
هدروكربونات 3، 25، 124–126
هدروكسيبنزين 152
هكزان 125
هليوم 9
هماتيت 39، 70–71
هنري كافنديش 101
ورق عباد الشمس 43
وصلة مساهمة 35، 125
وقود فحمي 130
وهاج 89
يوروبيوم 7
يوهان غان 69



أَطْلَسُ الكِيمْيَاءِ



يغطي أطلس الكيمياء معظم الموضوعات التي يحتاجها كل قارئ يريد التبحر في العلوم الكيميائية كافة بأسلوب منهجي لا يخلو من الفائدة والمتعة، وذلك من خلال النصوص التفصيلية المبسطة والصور الملونة المميزة التي تكسب الكتاب حلة قشيبة قلما توجد في الكتب الأخرى.



Beirut - Lebanon بيروت - لبنان
تلفاكس: 00961 1 701668
ص.ب: 11/6918 - الرمز البريدي 11072230
Aleppo - Syria سوريا - حلب
هاتف: 2116441 - 2115773
فاكس: 00963 21 2125966 ص.ب: 415
e-mail: afashco1@scs-net.org
Info@afashedu.com

ISBN 995361366-4
9 789953 613666



